

STAT

ALIMENTATION DES CENTRES ALGÉRIENS EN EAU POTABLE

PAR

CLAUDE CHABAL

Architecte D.P.L.G.
Technicien Sanitaire I.T.S.

ET

CHARLES ROLANDET

Ingénieur Chimiste E.C.I.L.

STAT

ALIMENTATION DES CENTRES ALGÉRIENS EN EAU POTABLE

CETTE ÉTUDE SUR L'ALIMENTATION
DES CENTRES ALGÉRIENS EN
EAU POTABLE A ÉTÉ PUBLIÉE
DANS LE N° 11 DE LA REVUE
TERRES ET EAUX.

ALIMENTATION DES CENTRES LA REGION

Par Claude CHABAL, Architecte D.P.L.G., Technicien sanitaire I.T.S.



Station filtrante de Bou Hallou

- PROBLÈME DE L'ÉPURATION DES EAUX DE LA HAUTE TAFNA.

Dans un large exposé d'ensemble concernant les multiples problèmes posés par l'eau en Algérie, M. G. DROUHIN, Ingénieur en Chef des Ponts et Chaussées, Directeur de la Colonisation et de l'Hydraulique de l'Algérie, a passé en revue les différents aspects de la question d'équipement du pays. Il a exposé les résultats considérables des efforts déployés jusqu'à ce jour dans nos trois départements Nord-Africains dont la population compte actuellement 9.000.000 d'habitants et augmente à la cadence de 120.000 individus par an.

Parmi ces différents problèmes, il signale celui de l'alimentation en eau potable des villes, villages, petites agglomérations.

Parmi une multitude de réalisations d'échelle courante, l'Algérie peut s'enorgueillir d'un ensemble grandiose, celui de l'alimentation de la région d'Oran, conçue pour un débit d'environ 100.000 m³/jour,

nécessaire à la vie d'une agglomération de 300.000 habitants.

Après un vaste inventaire des ressources de toute l'Oranie, il fut décidé d'utiliser les eaux d'oueds suffisamment importants retenues par des barrages.

Pour alimenter la ville d'Oran, le choix s'est porté sur le barrage de Beni-Bahdel captant les eaux des vallées de la Haute Tafna et de l'Oued Krémis, pour l'irrigation de la plaine de Lalla Marnia (12.000 hectares).

La décision, confirmée par les qualités physiques, chimiques et hygiéniques des eaux de la Haute Tafna, était justifiée aussi par de meilleures conditions de collection, d'emménagement, d'utilisation des eaux, ainsi que de réalisation des travaux.

Ce projet complètement exposé par M. l'Ingénieur en Chef BROCHET dans un précédent numéro de cette revue, est actuellement en voie de réalisation ;

ALGÉRIENS EN EAU POTABLE ORANAISE

et Charles ROLANDET, Ingénieur Chimiste E.C.I.L.

il compte parmi les grandes réalisations mondiales et comporte un grand barrage (dont le plan d'eau est à la cote 653,40), de grands tunnels souterrains, une station de filtration et correction chimique des eaux, des stations d'énergie, une conduite forcée de 180 km de longueur, en béton précontraint ; un dispositif tout

à fait moderne permet pour la première fois dans le monde, une commande hydraulique automatique générale qui règle l'ensemble de la distribution ; barrage, canalisations, filtres, conduite d'amenée et réservoirs d'eau filtrée, en fonction de la consommation d'eau à l'aval.

II. - LE BASSIN HYDRAULIQUE DE LA HAUTE TAFNA.

L'eau tombée du ciel dans les limites d'un bassin hydrogéologique limité par des crêtes de partage, ruisselle en partie à la surface du sol depuis la crête des versants jusqu'aux cours d'eaux (eau de ruissellement), ou pénètre dans le sous-sol (eau de percolation ou d'infiltration), selon les états de perméabilité, semi-perméabilité, imperméabilité, pénétrabilité ou perméabilité en grand des terrains, pour atteindre les thalwegs ou directement la mer. Une partie retourne dans l'atmosphère par évaporation.

Les eaux d'infiltration peuvent être parfois souterrainement dérivées vers un autre bassin, à la faveur d'accidents de terrain qu'il appartient au géologue de déceler, au milieu de grandes difficultés et par des méthodes de travail qui se perfectionnent sans cesse.

La région du Beni-Bahdel et celle du bassin de la Haute Tafna ont été étudiées par les géologues SAVORNIN, Marcel GAUTIER et l'Ingénieur Charles MALLET. La collaboration des géologues et des Ingénieurs a permis de déterminer les circonstances d'un problème fort complexe. Elles ont été rigoureusement vérifiées à titre définitif lors de la mise en eau complète du barrage et c'est là encore un succès de la géologie pure et appliquée.

La Tafna prend sa source au sud de Tlemcen et se jette dans la Méditerranée près de Béni-Saf. Son bassin versant total atteint 7.200 Km² et son débit annuel à l'embouchure 450.000.000 de mètres cubes.

Au barrage de Beni-Bahdel le bassin versant est de 1.020 Km², la réserve du barrage 63.000.000 m³ et le débit annuel moyen du cours d'eau de 75.000.000 m³, avec des débits instantanés extrêmes allant de 0,350 à 150 m³ d'eau par seconde.

Selon M. l'Ingénieur MARTIN, Ex-Directeur du Service des Irrigations, les précipitations pluviales annuelles, moyenne des années 1926-1932, atteignent 465 millimètres dans la région de l'Atlas Tellien et l'Ingénieur KARST, du même service, indique 505 millimètres comme moyenne annuelle des précipitations pour la région de l'Oued Tafna, à Beni-Bahdel.

Le contrôle sanitaire permanent, pour la protection

des eaux d'un bassin hydrologique utilisées en vue de la distribution des eaux potables, présente une importance considérable.

Ce contrôle a été organisé en France depuis une quarantaine d'années, par les Services de la Ville de Paris pour la surveillance des eaux d'alimentation de la capitale et ses résultats sont d'une efficacité remarquable.

Il est à la fois médical, chimique, bactériologique et son action est défensive.

Du côté médical, il signale les maladies infectieuses ; du côté chimico-bactériologique, il révèle les déversements anormaux.

On trouve aussi, actuellement, des actions de protection prévoyante, organisées aux U.S.A., afin de fixer le degré de pollution admissible pour une ressource en eau.

Pour les eaux potables, les Services de Santé Publique des Etats-Unis ont limité la présence des bactéries du groupe coliforme à 10 dans un litre. Ils suggèrent que la moyenne annuelle de l'index coliforme dans l'eau brute pour usage potable sera inférieure à 50.000 par litre, car les études faites par ce service sur l'efficacité du système de coagulation-filtration rapide, montrent que ces installations sont incapables d'atteindre régulièrement la norme d'épuration, sans stérilisation de l'effluent des filtres, lorsque l'eau brute est ainsi chargée.

En conséquence, ces services concluent qu'il est dangereux d'être sous la seule dépendance de la stérilisation comme dernière ligne de défense contre la pollution d'une distribution d'eau potable.

En France, pour ce qui concerne l'ensemble des eaux prises à l'état naturel, M. le Professeur VINCENT du Val-de-Grâce, Inspecteur Général des Services d'eaux de l'Armée, a établi un classement basé sur une méthode rapide de détermination par dilutions dans un bouillon de peptone tryptiques, phéniqué à 1 " / ... et culture à 41° C., puis recherche de la formation d'indol.

Son classement constitue l'échelle de VINCENT :

Eau profondément souillée par des matières fécales, dangereuse pour la boisson (eau d'égouts, eaux de rivières).	10.000 à 50.000 bacilles coli par litre.
Eau mauvaise ou très mauvaise, impropre à la boisson (eaux de rivières, eaux de puits contaminés).	1.000 à 10.000
Eau suspecte, tantôt en période d'infection, tantôt au début ou au déclin d'une contamination plus grande.	100 à 1.000
Eau passable ou médiocre, à surveiller.	50 à 100
Eau d'assez bonne qualité ou de bonne qualité.	10 à 50
Eau pure ou très pure.	0

Le Conseil Supérieur d'Hygiène de France spécifie que les eaux de consommation pour usages potables doivent être exemptes de colibacille quand on le recherche sur un volume de 100 cm³.

Le bassin de la Haute Tafna qui nous occupe, est compris entre une ligne de crêtes cotées de 1.100 à 1.500 mètres au-dessus de la mer. Il comprend trois vallées principales, celles des oueds Krémis, Kheira et Tafna, dans une région de forêts et de broussailles avec quelques fermes très dispersées, des troupeaux de moutons et une seule agglomération notable, le village de Sebdou. Les causes de pollution humaine sont donc excessivement réduites. Les pluies et ruissellements s'échelonnent d'après les cartes pluviométriques de M. de FLOTTE de ROQUEVAIRE sur les

deux trimestres de janvier, février, mars, et octobre, novembre, décembre, atteignant une moyenne annuelle de 30 à 40 cm. dans le bassin de la Haute Tafna, de 40 à 50 cm. dans le bassin de la Kheira et de 50 à 60 cm. dans le bassin du Krémis. Dans toutes ces régions le nombre des petites surgescences d'eau est très grand.

Les conditions naturelles sont celles d'un bassin hydrologique dont la situation hygiénique est favorable.

En fait, les études hygiéniques et bactériologiques poursuivies à l'Institut Pasteur d'Alger ont montré que les eaux du barrage peuvent parfois atteindre un grand degré de pureté en dehors des périodes de fortes précipitations pluviales. Les phénomènes d'autoépuration dans le barrage se poursuivent sous l'influence des rayons solaires et du phénomène de précipitation du carbonate de chaux, qui accompagne la recherche constante de l'équilibre chimique de l'eau, au contact de la surface libre de la retenue. Cette précipitation équivaut à une véritable coagulation naturelle suivie de décantation.

Il ressort de cet exposé que rarement on aura pu réunir autant de conditions favorables à la distribution d'une eau saine physiquement, chimiquement et bactériologiquement parfaite.

La ville d'Oran, jusqu'ici déshéritée, va se trouver sur le plan des villes les plus favorisées grâce au génie réalisateur français.

II. - CONSTITUTION DES EAUX DE LA TAFNA A BENI-BAHDEL.

(1) Caractères généraux des eaux de surface

La nature chimique d'une eau naturelle reflète toujours celle des sols et celle des roches-mères de son bassin, soit que l'on considère sa composition en corps dissous, ou bien celles des matières en suspension qu'elle véhicule (limons, argiles, humus).

Durant leur chute, irrégulière et intermittente, les eaux météoriques qui sont des eaux distillées, sans chargé minérale dissoute, entraînent de l'air en dissolution (oxygène, acide carbonique, azote), des produits d'électrisation (NO₂, NO₂H, NH₃), des produits terrestres (SO₂, SO₃, matières organiques), ou maritimes (NaCl, MgCl²).

Une partie des eaux tombées retourne dans l'atmosphère sous forme de vapeurs. Le reste ruisselle ensuite en entraînant les matières terreuses du sol et circule aussi par percolation discontinue à travers les masses perméables du sous-sol, dans une atmosphère carbonique confinée et sous pression.

A la surface du sol, immédiatement au-dessus de la terre arable, la quantité de gaz carbonique atteint 1 cc par litre d'air ; dans la profondeur du sol en culture normale, la quantité de CO² augmente encore.

Atmosphères	Teneurs en cm ³ par litre		
	Oxygène	Gaz carbonique	Azote-argon
Air libre	206 à 209 cc	0,3 à 0 cc, 9	793,4 à 790 cc, 4
Sol	Surface	1 cc	d'après SCHLOESING
	Profondeur 0 m. 15	205	
	Profondeur 0 m. 35	201	
	Profondeur 0 m. 50	183	16,4

Ces eaux qui ont traversé les différentes atmosphères exercent ensuite sur leur parcours terrestre une action dissolvante et désagrégeante, dominée dans ses traits principaux par des phénomènes **biologiques**, notamment les fermentations ammonisantes et celles de la nitrification, agents puissantes de la regression des matières végétales du sol, vers l'humus d'abord, puis la minéralisation complète jusqu'aux termes ultimes, acides carbonique et nitrique, des cycles du carbone et de l'azote.

Cette action est en même temps d'**ordre chimique**

résultant des activités de l'oxygène de l'air, des acides organiques de l'humus, de l'acide carbonique, des acides nitriques, siliciques, phosphoriques, des aluminosilicates échangeurs de bases, des interréactions.

Elle est d'ordre **physique** quand interviennent les questions de solubilités, de **concentrations** des corps en présence, de la **température** du milieu, et de la **pression** à laquelle il est soumis.

Ces eaux de percolation sont en effet des systèmes plus ou moins stables et **variables**, susceptibles de réagir chimiquement entre eux et capables d'opérer des **échanges de bases** avec le terrain encaissant et aussi avec les particules de sols, constituant les masses boueuses entraînées par les cours d'eaux.

Elles s'écoulent ensuite à l'air libre dans un état voisin de l'équilibre concernant les phénomènes d'évasion et d'invasion des gaz, qui se produisent entre la phase liquide et la phase gazeuse constituée par la masse atmosphérique ambiante, sous la double influence des températures et pressions.

La nature des eaux naturelles se complique encore, quand dans les conditions terrestres normales elles donnent naissance à la vie et à ses activités, et qu'elles véhiculent des éléments figurés comme les algues, les protozoaires, les bactéries, jusqu'aux éléments simplement décelables comme les zymases ou ferments pseudosolubles.

Ces êtres vivants intéressent la science de l'Hygiène, quand ils interviennent pour la transmission des maladies épidémiques.

Ils proviennent alors de résidus humains véhiculés sous forme d'éléments isolés ou agglomérés en paquets (bilharzia, filaire, toenia, vibron cholérique, bacille typhique, bacille dysentérique, etc...).

Au total, les eaux naturelles de surface constituant des systèmes à trois phases, liquide, solide et gazeuse, de nature complexe **physique, chimique, biologique, en continue évolution**, mettant en jeu les corps solides en suspension et les matières dissoutes.

(2) Classement en catégories des eaux de surface

On peut distinguer trois grandes catégories principales d'eaux de surface utilisables pour usages domestiques et potables :

- 1° Les eaux de régions siliceuses, éruptives anciennes (granit, gneiss, micaschistes), récentes (trachytes, basaltes), sédiments siliceux (grès siliceux, alios, lehm).
- 2° Les eaux de régions calcaires ou magnésiennes (roches calcaires ou dolomitiques sédiments limoneux calcaires).
- 3° Les eaux de régions mixtes, siliceuses et calcaire-magnésienne.

Le tableau suivant donne la composition centésimale des principales roches siliceuses ou carbonatées et celles de quelques terres superficielles limoneuses, l'une calcaire, l'autre décalcifiée par l'action dissolvante des eaux carboniques. (DEMOLON).

L'enveloppe sédimentaire riche en calcaire a une épaisseur de 0 à 4 kilomètres, selon les régions étudiées. En France comme aux Etats-Unis, elle n'existe pas du tout sur la moitié de la superficie qui est couverte de roches cristallines ou éruptives.

Dans ces conditions, les publications reproduisent de nombreuses analyses d'eau, peu adaptées à la con-

COMPOSITION DES PRINCIPALES ROCHES ET LIMONS

Compositions centésimales en poids	Granit et gneiss	Micaschiste	Grès siliceux	Lehm limon décalcifié	Loess limon calcaire	Roche calcaire	Dolomie
Silice (SiO ₂)	65-77	58-70	89-98	76,9	55,7	2,00	1 à 7
Alumine (Al ₂ O ₃)	11-16	13-18	0,2-6	9,5	4,9	0,9	0-4
Potasse (K ₂ O)	2-6	3,8-4,4	—	2,1	—	0,4	—
Soude (Na ₂ O)	1,5-7,0	0,7-1,1	0,02-1,16	0,2	—	0,3	—
Chaux (CaO)	0,5-3	0,6-3,2	0,3-0,6	0,9	9,9	53,0	28-35
Magnésie (MgO)	0,1-2	0,4-3,3	tr.-0,1	0,95	1,75	0,8	14-20
Oxyde ferreux (FeO)	0,5-2,6	2-9	—	—	—	—	—
Oxyde ferrique (Fe ₂ O ₃)	0,2-5	1,4	0,2-5	4,3	3,9	0,5	0,5-5
Oxyde manganèse (Mn ₂ O ₃)	0-0,5	—	—	—	—	—	—
Oxyde chrome (Cr ₂ O ₃)	—	—	—	—	—	—	—
Acide phosphorique (P ₂ O ₅)	0-1,2	—	0,09	—	—	0,05	—
Oxyde titane (TiO ₂)	—	—	—	0,8	—	—	—
Eau, chlore, fluor, soufre	0,5-1,2	0,1-3,2	—	3,6	—	0,10	—
Perte au rouge (CO ₂ H ₂ O)	—	—	—	—	23,6	42,00	43-46
pH	—	—	—	4,6	—	—	—

Eau de surface -- Cours d'eau -- Lacs Matières dissoutes	Régions siliceuses Roches primitives éruptives sédiments gréseux siliceux	Régions calcaires non saumâtres Roches et terres calcaires ou dolomitiques
Degré hydrotimétrique total	1 ^o 5 à 8"	15 à 35"
Degré hydrotimétrique permanent	1 à 4	5 à 21"
Résidu sec à 110°	20 à 100 mgrl	150 à 450 mgrl
Sels de calcium en CaO	2 à 10 »	50 à 140 »
Sels de magnésium en MgO	tr. à 10 »	6 à 50 »
Sels de potassium en K ₂ O	0,5 à 4 »	0 à 3 »
Sels de sodium en Na ₂ O	2 à 10 »	3 à 24 »
Sulfates en So ²⁺	2 à 8 »	10 à 70 »
Chlorures en Cl	2 à 15 »	1 à 25 »
Silice, silicates en SiO ₂	2 à 15 »	5 à 25 »
Acide carbonique libre, et demi combiné CO ₂	8 à 20 »	50 à 150 »
Réserve basique dissoute (héliantine) :		
en CO ₃ Na ²	10 à 40 »	
en CO ₃ Ca		50 à 150 »
Matières organiques du permanganate en acide oxalique C ₂ O ²⁻ H ²⁺	7 à 30 »	5 à 17 »
Concentration H ⁺ en pH	4,5 à 7,2 »	7,5 à 8,5 »

naissance de la nature et composition exactes de **tous** les corps dissous dans une eau ordinaire, notamment pour ce qui concerne les alcalins, les silicates et les substances organiques.

De plus le groupement de ces éléments de base sous forme de composés définis **dissous**, proposé par quelques auteurs, ne repose que sur des règles empiriques. Ces reconstitutions attribuent aux réserves basiques une nature exclusivement alcalino-terreuse (carbonate de Ca et Mg) et ne font pas apparaître leur nature souvent alcaline (carbonates, silicates, fluorures, phosphates, sels humiques organiques de K et Na). Les dosages des éléments potassium-sodium, la spécification analytique des sels alcalins, ne sont pas encore généralisés dans les laboratoires, en raison de leur difficulté.

Enfin les compositions des eaux ainsi représentées concernent celles d'un système **évolutif** mis en état d'équilibre au laboratoire et elles ont plutôt encore le caractère de **tests** que d'analyses globales rigoureusement balancées.

Cependant pour quelques-unes de ces déterminations pratiques, les analyses oscillent entre certaines limites reproduites dans le **tableau** ci-dessus, sous une forme généralisée pour des eaux de notre climat, considérées comme normalement utilisables en France et renfermant entre 20 et 450 grammes de matières en dissolution par mètre cube, après séparation des matières en suspension qu'elles peuvent véhiculer.

A côtés de ces deux catégories, on rencontre des eaux de régions **mixtes** siliceuses et calcaires, dont la composition se tient entre les deux extrêmes.

Le tableau ci-dessus met en évidence quelques propriétés nettement différenciées des eaux naturelles préalablement dépouillées de leurs matières en suspension ou pseudosuspension.

a) Eaux de régions siliceuses

D'une manière générale, on peut dire que dans les régions de roches siliceuses, de grès et limons siliceux, les dérivés acides solubles de l'humus, simultanément avec l'acide carbonique dissous dans l'eau, contribuent à l'attaque des feldspath (aluminosilicates de sodium et potassium), dans le phénomène classique de la kaolinisation (climats tempérés) ou de la latérisation (climats tropicaux).

Ces dérivés s'engagent dans des combinaisons solubles principalement potassiques, sodiques et parfois alcalinotereuses, ferrugineuses et manganésifères, d'acides faibles tels que les acides carbonique, silicique, phosphorique, nitrique, les acides organiques complexes de l'humus, les acides tanniques, pyrogalliques, les acides de dislocation des chlorophylles, pour constituer dans l'eau une **réserve basique** en dissolution, en pseudosolution et en suspension, de nature en grande partie **alcaline**, potassique, sodique, minérale et organique.

Cet ensemble constitue un système aqueux, qui en dehors de sa réserve alcaline, présente parfois une acidité effective pH 4,5 à 7,00 déterminée par la présence de groupes acides libres résultant de l'équilibre ionique du mélange constitué par les électrolytes, sels, acides, bases, contenus dans l'eau naturelle. Ces eaux quand elles ont ruisselé en présence de l'air renferment toujours de l'oxygène en dissolution, de 4 à 7 cm³, jusqu'à la saturation avec 10 à 12 cm³ par litre d'eau. Elles ont souvent une teinte brune sous épaisseur et présentent parfois une fluorescence nette (rouge brun par transparence, opacité verte par réflexion).

Ces eaux à réserve basique alcaline, lorsqu'elles ont un pH acide et une faible minéralisation alcalinotereuse, sont souvent agressives pour le ciment, la fonte, le plomb.

Elles donnent lieu dans le tuyaux de fonte à un développement de grandes bactéries ferrugineuses du genre *Chrénothrix* produisant des dépôts bourgeonnants durs, qui gênent la circulation des eaux. Le phénomène est constant, à l'obscurité, avec ces eaux douces acides possédant une faible teneur en fer, manganèse et oxygène dissous, ainsi qu'une forte teneur en acide carbonique, dérivés acides humiques de la dégradation végétale, ions siliciques et phosphoriques.

Ces mêmes eaux de pH acide peuvent dissoudre le plomb en quantités appréciables sous forme de plombites, humates, fluosilicates, solubles et toxiques. Un excès de chlore actif dans de telles eaux peut contribuer aussi à accélérer la formation de chlorure de plomb très soluble (limite admissible 0,1 mgr. Pb par litre d'eau).

Les mortiers de chaux ou de ciment sont parfois lentement désagrégés.

Parallèlement à ces inconvénients, ces eaux présentent des avantages sérieux concernant l'emploi du savon dans tous ses usages, la cuisson des légumes et leur emploi pour les chaudières.

b) Eaux de régions calcaro-magnésiennes

Considérant maintenant les eaux provenant des bassins calcaires ou dolomitiques souvent partiellement gypseux, les produits humiques de la régression végétale sont alors fixés par les masses calcaires et magnésiennes de contact pour former des humates alcalino-terreux insolubles qui restent immobilisés dans les matériaux des sols et sous-sols. L'acide carbonique s'engage dans des combinaisons carbonatées, bicarbonatées assez solubles qui constituent au sein de l'eau météorique une réserve basique alcalinoterreuse dissoute et incolore dite alcalinité de titrage. La présence de gypse, de chlorures crée souvent aussi une réserve saline alcalinoterreuse dissoute.

Ces eaux dites calcaires ont une texture qui en font un système évolutif, comportant :

a) **en dissolution**, du gaz carbonique, de l'acide carbonique, des bicarbonates, des carbonates, silicates, aluminates, des sulfates et chlorures, des sels d'acides faibles organiques.

b) **en suspension**, des impuretés organominérales alcalinoterreuses que l'on peut séparer par voie de filtration ou de centrifugation.

La quantité de matières organiques dissoutes oxydables, contenues dans ces eaux, comptée en acide oxalique, est moins importante que dans les eaux des régions siliceuses.

Aussi apparaissent-elles avec une couleur verte, vert-bleue ou bleue, quand on les examine sur fond blanc sous 50 cm. d'épaisseur.

Elles ont, en général, une alcalinité effective pH 7,2 à 8,00, quand elles ont atteint un état d'équilibre normal avec l'atmosphère libre ordinaire,

mais elles peuvent aussi présenter de l'acidité effective quand elles sont surchargées de gaz carbonique sous pression par suite de leur séjour en profondeur dans des sols confinés ou au fond de masses d'eaux profondes en activité biologique et à basse température.

Ramenées à la pression atmosphérique et changeant de température, ces eaux ont des tendances incrustantes par séparation des carbonates alcalino-terreux très peu solubles et dégagement d'acide carbonique dans l'atmosphère ambiante. Elles précipitent le savon de ses solutions, cuisent mal les légumes, mais n'attaquent pas le ciment, la fonte et le plomb. Elles ont l'avantage d'une belle coloration et cristallinité.

3. Caractères physiques des eaux de surface

Les différentes substances que l'on rencontre dans les cours d'eau appartiennent à trois catégories :

- 1° des matières en **dissolution vraie**, minérales ou organiques, solides ou gazeuses,
- 2° des matières en **suspension vraie**, minérales ou organiques, inertes ou vivantes, solides,
- 3° des matières en **suspension ultrafine et parfois colloïdales**, minérales ou organiques.

Première catégorie.

La première catégorie concerne un mélange de substances comprenant :

a) des combinaisons **minérales dissoutes**, acides, basiques, et salines ; oxydantes ou réductrices.

Elles sont constituées par des ions acides minéraux forts, chlorhydrique, sulfurique, phosphorique, nitrique, nitreux, fluorhydrique ; par des ions acides faibles carbonique, silicique, sulfhydrique.

Ces acides sont plus ou moins engagés, en combinaisons salines partiellement hydrolysées, de bases fortes alcalines (potasse, soude) et alcalinoterreuses (chaux, magnésie) et avec des bases faibles (oxyde de fer, de manganèse, d'alumine, d'ammoniaque).

Quelques-uns de ces éléments s'engagent dans des combinaisons complexes où leur nature est dissimulée (fer organique).

b) des combinaisons **organiques ou organominérales inertes**, résultant de la décomposition des celluloses, des graisses, des protéines végétales ou animales et constituant l'humus des terres ou des tourbières. Ce sont des acides organiques (R-COOH) des aminoacides (R : NH⁺ COOH), des dérivés acido-phénoliques tels que les acides tanniques et pyrogalliques, des dérivés chlorophylliens acides provenant de la destruction des constituants cellulaires des feuilles.

c) des substances **gazeuses dissoutes** provenant du contact avec l'atmosphère ambiante ou de fermentations et réactions chimiques intervenant activement dans les couches du sol ou au sein des masses d'eaux.

La solubilité des gaz dans l'eau pure varie considérablement en fonction de la température et de la pression, ainsi que cela ressort des tableaux suivants :

Solubilités des gaz dans un litre d'eau pure
sous 760 mm. en cm³

t°	Azote	Oxygène	Gaz carbonique	Méthane	Ethylène	Hydrogène sulfuré
à 0° C.	20 ^{'''}	41 ^{'''}	1800 ^{'''}	54 ^{'''}	256 ^{'''} ,8	4370 ^{'''}
à 15° C.	14,7	29,9	1002	32	161,5	3261

Solubilité du gaz carbonique dans un litre d'eau pure,
de 1 à 10 atmosphères en cm³

	à 0° C.	à 12° 4 C.
1 atmosphère 760 mm.....	1797 ^{'''}	1082 ^{'''}
5 »	8650 »	5150 »
10 »	16030 »	9650 »

L'oxygène et le gaz carbonique proviennent souvent de l'activité chlorophyllienne des végétaux aquatiques en présence de la lumière.

Les solubilités du gaz carbonique expliquent en partie les sursaturations constatées dans les couches d'eaux profondes froides et comprimées du fond des barrages.

Deuxième catégorie.

La seconde catégorie de matières entraînées par les cours d'eau, concerne les **substances insolubles à contours figurés**, de diamètre relativement grand. Il est commode dans ce domaine d'adopter le classement dimensionnel suivant :

- Matières sableuses 3.200 μ à 100 μ macroscopiques
- Matières limoneuses 100 μ à 5 μ
- Matières argileuses grossières.. 5 μ à 3 μ
- Matières argileuses fines 3 μ à 0,25 μ
- Matières argileuses ultrafines, ultrargiles 0,25 μ à 0,1 μ
- Matières argileuses colloïdales. 0,1 μ à 0,001 μ ultra-microscopiques

Les eaux calcaires sont généralement dépourvues de particules inférieures à 0,25 μ qui se rencontrent plutôt dans les eaux alcalines des régions siliceuses et mixtes.

Ces particules sableuses, limoneuses, argileuses, grossières et fines, quand elles sont constituées par du quartz, ou du silicate d'alumine pur, compacts, ont une densité absolue voisine de 2,65, soit une densité apparente dans l'eau de 1,65. Mais celle-ci diminue

beaucoup quand ces particules minérales sont accompagnées ou imprégnées de matières organiques légères ou de substances gazeuses.

Toutes ces matières qui sont entraînées en suspension vraie par le cours d'eau, peuvent se déposer en eau calme, mais seulement quand elles ont une densité apparente supérieure à celle de l'eau, en obéissant à une loi connue, la loi de Stokes.

Les organismes vivants ou morts (algues, bactéries, protozoaires) mobiles ou immobiles, ont une densité apparente voisine de celle de l'eau. Soit qu'ils soient isolés, soit qu'ils soient inclus en paquets à l'intérieur de grosses particules organiques légères, leur capacité de sédimentation est très faible.

Troisième catégorie.

On rencontre dans les eaux, en faible quantité des matières en pseudosuspension, ultrafines et colloïdales.

Elles sont insolubles, de nature organique, minérale ou organominérale. Leur diamètre se tient entre 0,002 μ à 0,010 μ et entre 0,010 μ à 0,25 μ. Pratiquement ces particules ne se déposent pas sous l'action de la pesanteur.

On les envisage comme une manifestation des propriétés des particules de matière, beaucoup plus petites que les poussières visibles et plus grandes que les ions et molécules des solutions. Il est probable que ce sont les effets de l'énergie de tension interfaciale solide-eau que l'on constate dans ces structures et que les forces qui agissent sont des forces capillaires, analogues aux forces d'adhésion, phénomène encore mal connu.

Les argiles colloïdales géologiques ordinaires ne sont pas des argiles kaoliniques pures.

Il y a des argiles mélanges à silice libre et aluminosilicates de potasse ou de soude, désignées sous le nom d'argiles potassiques ou sodiques (argiles K, argile Na). (DUBRISAY).

Il y a des argiles contenant des aluminosilicates de chaux et magnésie dites argiles calciques ou magnésiennes (argiles Ca).

Les matières organiques résidus de la désintégration et de la décomposition des matières vivantes abandonnent aussi dans l'eau des particules de dimensions colloïdales occasionnant une sorte de gélification qui augmente parfois d'une manière considérable la tension superficielle et la rigidité des eaux.

On possède peu d'indications précises sur ces matières inertes qui semblent provenir des groupes mucilagineux de composés pectiques, alginiques, hydrocellulosiques, amylicés, cellodextrines, ou graisseux, huiles essentielles.

Sur ces matières en suspension ou pseudosuspension le liquide aqueux ambiant peut exercer soit une action **pectisante** qui favorise la conservation de l'état colloïdal dispersé ou géiforme, soit une action **coagulante** ou **floculante**, c'est-à-dire provoquant le rassemblement des particules colloï-

dales dispersées pour former des granules de plus grande dimension.

Ce sont surtout les solutions instables d'acide carbonique et bicarbonate de chaux constituant essentiellement les eaux de régions calcaires qui apportent de grandes modifications dans les systèmes aqueux. Par évaporation du gaz carbonique dans l'atmosphère ces eaux déposent du carbonate de chaux peu soluble qui entraîne les matières ultrafines en suspension dispersée ou colloïdale, d'origine argileuse, organique, organoferrugineuse. Elles se trouvent naturellement coagulées, dépouillées de leurs particules organoferrugineuses colorées et finalement ces eaux calcaires sont bleues ou vertes.

SCHLOESING a déjà indiqué que les eaux naturelles renfermant une teneur en sels alcalinoterreux suffisante, soit 70 à 80 mmgr CaO par litre, se clarifient spontanément de leurs limons argileux par simple sédimentation ; au-dessous de 60 mgr la clarification ne se fait pas.

Ce sera donc dans le domaine des eaux peu minéralisées de roches silicatées que l'action pectisante des sels alcalins déterminera la dispersion colloïdale et la dissolution des particules organominérales colorées, constituées surtout par des complexes organoferrugineux ou manganés, des complexes argilohumiques, accompagnés d'humates, carbonates, silicates, phosphates de potasse et soude. Dans les expériences d'électrophorèse sous l'action directrice d'un courant électrique continu, on trouve ordinairement que ces particules ultrafines, ont une charge négative dans le cas d'argile ordinaire, de complexes argilohumiques, de complexes ferrophosphoriques, ferrosiliciques, ferrohumiens.

4. Caractères chimiques de l'eau du barrage-réservoir des Beni Bahdel

L'examen de l'eau du barrage a été fait en juin 1939, sur des échantillons prélevés en surface d'une nappe largement exposée au contact de l'atmosphère, dans des conditions d'équilibre stable entre les phases liquide (eau prélevée), solide (matières en suspension et sols de contact), gazeuse (atmosphère) durant le remplissage du barrage.

L'eau examinée était une eau dure possédant une forte réserve basique alcalinoterreuse dissoute, riche en magnésie, en chlorures et ne renfermant qu'une assez faible quantité d'acide carbonique libre en dissolution. Elle présente une alcalinité effective normale (pH 7,8) et renferme en suspension de fines particules argileuses calcaromagnésiennes (argile Ca, argile Mg).

Cette eau provenait du ruissellement des eaux pluviales sur le bassin versant, et des eaux souterraines vers les thalwegs, dans un terrain calcaire-dolomitique.

Lors du fonctionnement régulier du barrage en ce qui concerne l'écoulement et les apports dus aux pro-

jections pluviales, souvent considérables, la composition générale des eaux extraites, tout en gardant les mêmes caractères généraux, présentera des variations nettes dans les concentrations.

La composition de cette eau, après filtration sur papier serré et lavé, c'est-à-dire dépourvue des matières en suspension, était la suivante :

Résidu sec à 180° (phase liquide)	404	mgrl
D° hydrotimétrique total	34"	
D° hydrotimétrique permanent après ébullition	16"	
Réserve basique, ou alcalinité totale en CO ² :Ca	220	mgrl
Indice d'hydrogène, pH	7,8	
Indice d'hydrogène après ébullition, pH	8,3	
Matières organiques, exprimées en oxygène du permanganate, milieu alcalin	2,6	mgrl
Matières organiques, exprimées en acide oxalique ..	20,8	mgrl
CO ² libre, en CO ²	6	mgrl
CO ² semi combiné des bicarbonates, en CO ²	74	mgrl
CO ² combiné des carbonates, en CO ²	87	mgrl
CO ² total, en CO ²	167	mgrl
Sels de calcium en Ca	48	mgrl
Sels de magnésium en Mg	21	mgrl
Sels de sodium, en Na	26	mgrl
Sulfates en SO ⁴	24	mgrl
Chlorures en Cl	63	mgrl
Silice et silicates en SiO ₂	13	mgrl
Alumine, oxyde de fer, en Al ₂ O ₃ + Fe ₂ O ₃	0,6	mgrl
Oxygène dissous	6,4	mgrl

Essai d'agressivité au marbre :

	D° hydrotimétrique	Résistivité
avant contact	34"	1700
après 24 heures	34"	1710
après 48 heures	34"	1710

Essai d'adoucissement pour chaudière (Vignon-Meunier) :

avant adoucissement 34° T. hydrotimétrique	
traitement CaO 95 mgr au litre	
CO ² :Na ² 115 mgr au litre	
après traitement, 24 heures contact à froid et repos 7° T. H.	

L'abaissement n'est pas complet à cause d'un excès de sels magnésiens à décomposition lente.

Cette eau est sursaturée en bicarbonate de chaux dissous sur sa position d'équilibre avec l'acide carbonique de l'atmosphère selon la loi de SCHLOESING qui conduit à 210 mgrl de bicarbonate de chaux au lieu de 272 mgrl trouvés, ce qui semble indiquer un apport d'eaux souterraines ayant circulé sous pression à travers des terrains calcaires, ou bien encore des dégagements carboniques sur les plantes aquatiques.

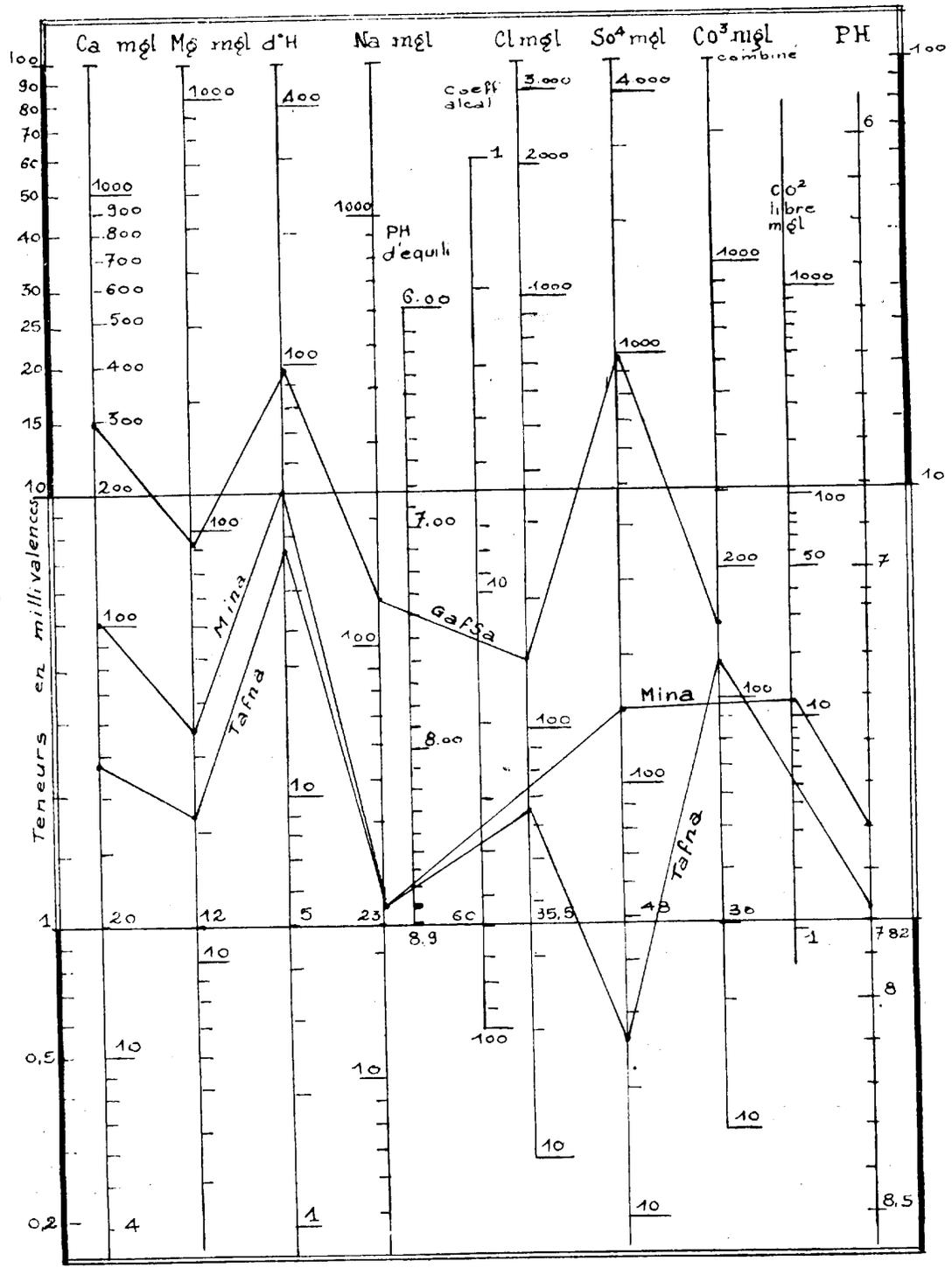
L'acide carbonique libre est en faible excès sur celui qui entre dans la constitution des bicarbonates.

Les analyses ont été faites selon les méthodes suivantes: pour la réserve basique ou alcalinité totale au moyen du méthylorange indicateur; pour les différentes formes d'acide carbonique par les méthodes Vignon-Meunier et Pettenkofer; l'oxygène dissous par la méthode Albert Lévy; les indices « pH » par la méthode colorimétrique; la résistivité par la méthode de Kohlrausch.

Il existe pour la représentation graphique des résultats plusieurs sortes de diagrammes basés arbi-

EAUX DE LA TAFNA ET DE LA MINA

EAUX DE SOURCE DE GAFSA.



DIAGRAMMES LOGARITHMIQUES
de GOSSELIN, SHOELLER, BERKALEF.

trairement sur les hypothétiques combinaisons des ions entre eux.

Le mode de présentation graphique exposé par M. Gosselin, Ingénieur en Chef des Ponts et Chaussées, ex-Directeur des Travaux Publics de Tunisie, et l'Ingénieur géologue Scholler, puis, révisé par le géologue Berkalof, présente un intérêt nouveau.

Les déterminations analytiques des ions sont reportées individuellement en **mgrl** sur des échelles verticales graduées logarithmiquement, en portions égales superposées, de longueur propre égale à celle de l'ordonnée de référence (huit cm. dans l'exemple).

Les échelles d'ions sont alignées, à la base, sur une abscisse de départ correspondant à une millivalence, soit, en les écrivant dans l'ordre des combinaisons hypothétiques :

1° Cations	Ca ⁺⁺	Mg ⁺⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Fe ⁺⁺	Fe ⁺⁺⁺	Al ⁺⁺⁺
millivalences	20.04	12.16	18.04	23	39.1	27.9	18.6	9
2° Anions	CO ₃ ⁻	CO ₃ H ⁻	OH ⁻	SO ₄ ⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SiO ₃ ⁻	
millivalences	30.01	61.02	17.01	48.03	35.46	62.01	76.06	
	PO ₄ ⁻	F ⁻	AlO ₂ ⁻					
	31.66	19	59					

Dans ces conditions on peut enregistrer sur une hauteur de 24 cm, les caractéristiques les plus extrêmes, par exemple 7 mgrl Ca et 9.000 mgrl Cl. Il devient facile de contrôler la balance ionique, puisque l'ordonnée de référence indique le **nombre de millivalences**.

Dans le cas où la concentration saline augmente sans que les proportions relatives des divers éléments varient, le diagramme ne change pas, mais se déplace parallèlement vers le haut du graphique.

On peut donc suivre clairement les variations de composition d'un système-eau dans son évolution, par exemple les effets de l'évaporation, de la température,

de la pression atmosphérique, de l'activité biologique, qui peuvent amener la précipitation de sels moins solubles, des variations dans la solubilité des gaz, des développements acido-organiques, etc...

Il en est de même pour les modifications dues aux échanges d'ions, entre les argiles Ca ou Mg en suspension, et les ions Na ou K.

Plus généralement, ces diagrammes permettent de constater qu'à chaque formation géologique correspond un faciès spécial du graphique.

Ce système a le grand avantage de ne pas être limitatif, il peut s'étendre facilement à tous les ions simples ou complexes contenus normalement en dissolution dans les eaux naturelles, c'est-à-dire séparées par filtration des matières en suspension qu'elles véhiculent.

Ca⁺⁺, Mg⁺⁺, K⁺, Na⁺, Fe⁺⁺, Fe⁺⁺⁺, NH₄⁺, Al⁺⁺⁺, Po⁺⁺, F⁻, SiO₃H⁻, AlO₂⁻, NO₃⁻, NO₂⁻, CO₃H⁻, CO₃⁻, R⁻ ce dernier ion acide figurant les ions acides organiques, mal définis, de l'humus végétal, mélange complexe dans lequel on rencontre parfois des groupements carboxyliques et phénoliques (de l'acide tannique et de l'acide pyrogallique, par exemple).

Le graphique permet aussi de représenter plusieurs déterminations utiles ayant le caractère de tests, comme la dureté totale, l'alcalinité exprimées conventionnellement en CO₃Ca pour les eaux calcaires, soit en CO₃K⁺ pour les eaux d'origine feldspathiques. Les numérations bactériennes peuvent aussi s'y introduire. Le diagramme reproduit sur la même base d'ordonnée, le pH neutre (7,00) aligné sur le CO₃ libre (50 mgrl) et le CO₃ combiné (200 mgrl).

L'application de ce mode de représentation aux deux rivières Tafna et Mina, signale l'analogie des deux eaux, sauf pour la teneur faible en sulfate de la Tafna.

IV - ÉQUILIBRE CALCAIRE

DES EAUX DU BARRAGE DE BENI-BAHDEL.

Cette question se posait en vue de la conservation des ouvrages, notamment pour la conduite en ciment de 180 km de long partant de la station filtrante (cote 601,00) pour arriver à ORAN (cote 188) soit 41 kg de charge, coupée par huit brise-charges consécutifs.

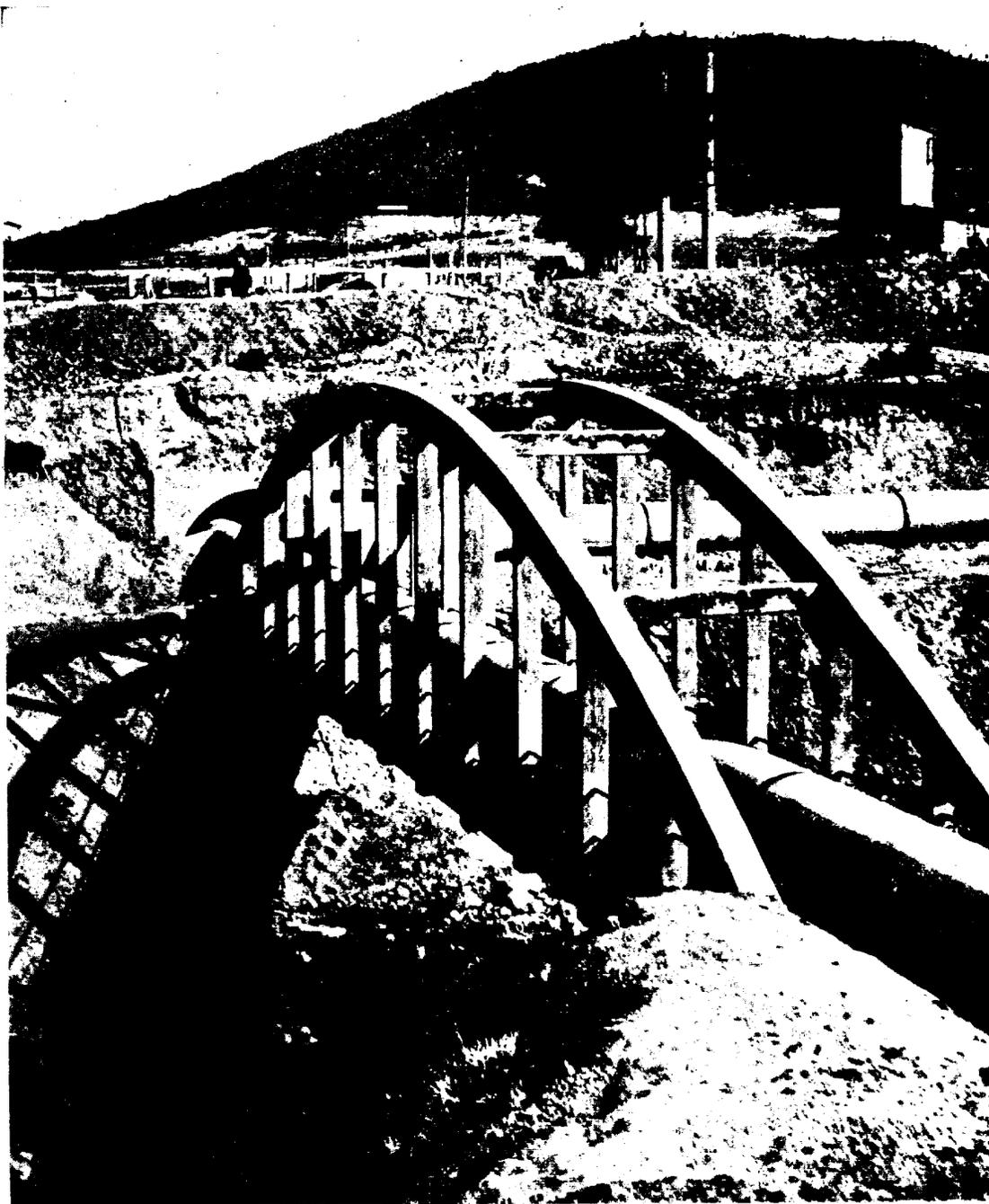
Les eaux du barrage contiennent toujours en **suspension**, des matières argilo-calcaires-organiques, inertes ou vivantes, lourdes ou légères et leur filtration s'imposait en tête de la conduite afin d'éviter tous dépôts susceptibles de se durcir en se calcifiant.

A côté de ce problème, il s'en posait un autre,

celui d'une correction chimique éventuelle des eaux filtrées engagées dans la conduite, afin d'éviter la formation éventuelles d'incrustations calcifiantes.

a) Solubilité des sels et hydroxydes.

Il est utile à ce point de vue de connaître les solubilités des différents corps que l'on rencontre dans les eaux naturelles. Pour les solutions d'hydroxydes ou de sels, nous reproduisons les très récentes données suivantes, selon WENGER de Genève, en grammes dans 1.000 grammes d'eau pure, température 20° C., phase solide en excès :



Le pont sur Foued Bou-Hallou, amenant l'eau brute du barrage de Beni-Bahdel à la station filtrante de Bou-Hallou.

	gr		gr		gr		gr
Ca(OH) ²	1,800	CO ² Ca	0,014	(NO ³) ² Ca	1273,000	CaFI ²	0,017
Mg(OH) ²	0,00875	CO ² Mg	0,970	(NO ³) ² Mg, 6Aq	729,000	MgFI ²	0,087
KOH, 2Aq	1090,000	CO ² K ²	1120,000	NO ² K	315,800	KFI	551,900 (18")
NaOH, Aq	1048,000	CO ² Na ²	214,000	NO ² Na	878,100	NaFI	40,300 (25")
NH ³	450,000	CO ² (NH ⁴) ²	366,500	NO ² (NH ⁴) ⁺	1870,000	NH ⁴ FI	très soluble
CaCl ² , 6Aq	745,000	SO ⁴ Ca, 2Aq	2,000	(PO ⁴) ² Ca ²	0,287	SiFI ² Ca	116,000
MgCl ² , 6Aq	539,000	SO ⁴ Mg, 7Aq	353,000	PO ⁴ HMg, 7Aq	peu soluble	SiFI ² Mg	379,400
KCl	343,000	SO ⁴ K ²	110,000	PO ⁴ K ² , 8Aq	480,000	SiFI ² K ²	1,770 (25")
NaCl	358,000	SO ⁴ Na ² , 10Aq	190,600	PO ⁴ Na ² , 12Aq	95,100 (15")	SiFI ² Na ²	7,620 (25")
NH ⁴ Cl	370,000	SO ⁴ (NH ⁴) ²	754,400	PO ⁴ H(NH ⁴) ⁺	427,000 (25")	SiFI ² Pb, 4Aq	819,000

b) Solubilités de l'acide carbonique dans l'eau pure.

Cette question présente aussi beaucoup d'intérêt.

L'anhydride carbonique gazeux se dissout facilement dans l'eau pure et à la dissolution se superpose une réaction lente avec formation d'acide carbonique CO_2H^+ .

Sous pression atmosphérique ordinaire de 760 mm. de mercure, la solubilité varie avec la température :

t°	0°	10°	15°	20°	25°	30°	50°
gr. CO_2 dissous dans 1 litre	3,346	2,318	1,97	1,69	1,45	1,26	0,76

Sous pression variable et température constante, la solubilité croît moins vite que la pression :

pression	(760 mm) 1 at.	5 at.	10 at.	20 at.
gr. CO_2 dissous dans 1 litre	2,1	9,5	18,5	33,7

à 12°,4 C.

En présence de l'air libre dans lequel la proportion de gaz carbonique est normalement de 0 cc 3 par litre, l'eau pure dissout ce gaz, selon la loi de HENRY, c'est-à-dire que sa concentration dans l'eau « c » est proportionnelle à sa concentration dans l'air C = (0,0003) et à une constante de dissolution ou coefficient d'absorption caractéristique de ce gaz L, d'où $c = LC$.

La concentration dans l'air C dépend de la pression et de la température absolue $C = \frac{P}{T}$

Les valeurs de L pour CO_2 sont les suivantes :

	0°	10°	15°	20°	30°
L =	1,713	1,194	1,075	0,878	0,665

Les concentrations correspondantes d'une eau pure en présence d'air à la concentration 0,0003 et à la pression atmosphérique seront égales à :

	cc	cc	cc	cc	cc
CO_2 dissous cc par litre	0,513	0,338	0,322	0,263	0,199
soit en poids : mgr litre	1,010	0,710	0,640	0,520	0,350

La solubilité diminue beaucoup avec la température, et vers 15° la teneur de l'eau en CO_2 dissous est voisine de la teneur de l'air en CO_2 gazeux.

c) Solubilité des carbonates alcalino-terreux.

Carbonate de calcium CO_3Ca en mgr litre dans l'eau pure exempte de gaz

	4°C	15°C	16°C	25°C	30°C	45°C	50°C	
CO_3Ca	11,4	13	13,1	13,4	14	15,5	—	Schloesing.
ppté	—	—	—	14,45	—	—	15,15	Legendre. Ken all.
Calcite	—	14,33	—	—	—	—	15,04	Kendall.
Aragonite	—	15,28	—	—	—	—	16,17	

La solubilité du carbonate de chaux varie un peu avec sa structure, mais légèrement.

La solution de carbonate de chaux neutre se dissocie à l'ébullition et devient alcaline avec perte d'acide carbonique.

Carbonate de magnésium CO_3Mg

La solubilité du carbonate de magnésie (CO_3Mg), dans l'eau pure exempte de gaz carbonique, est plus forte que celle du CO_3Ca , elle atteint 970 mgr par litre à 10° C. (Demolon). Déjà à l'air humide le carbonate neutre se transforme en carbonate trihydrate ($CO_3Mg, 3H_2O$) dont la solubilité à 15° C. atteint 627 mgr par litre (Legendre).

Le carbonate trihydrate se dépose dans l'évaporation des solutions carboniques magnésiennes, au-dessus de 16° C., au-dessous de cette température il se dépose du pentahydrate soluble à 1.660 mgrl.

Enfin il existe plusieurs carbonates de magnésie hydratés basiques stables comme ($3CO_3Mg, MgO, 4H_2O$) peu solubles (62 mgrl à 0° C., 400 mgrl à 18° C., 110 mgrl à 100° C.).

d) Solubilité des carbonates alcalins.

La solubilité des carbonates alcalins, sodium et potassium, également présents dans beaucoup d'eaux naturelles, est également à considérer, elle atteint (Legendre) :

Carbonate de potassium $CO_3K^2, 2H_2O$: 11,20 gr par litre à 20° C.

Carbonate de sodium $CO_3Na^2, 10H_2O$: 214 gr par litre à 20° C.

e) Solubilités des bicarbonates de chaux et magnésie.

Comme agent principal de la dissolution des calcaires dans le sol, il faut retenir l'acide carbonique d'origine **biologique**. On doit aussi tenir compte des composés acides de l'humus. Les composés acides humiques, peu solubles, agissent aussi sur les solutions de sels minéraux neutres avec mise en liberté d'acides forts, selon les règles de la dissociation et équilibres des systèmes comportant une phase solide. Dans ces conditions l'acide nitrique de la nitrification est un puissant dissolvant.

Il faut noter que quand on place une eau pure contenant en suspension du carbonate de chaux en excès, dans une atmosphère carbonique renouvelée dont la tension reste constante durant l'expérience, la proportion de calcaire qui entre en dissolution croît avec la richesse en acide carbonique, à température uniforme.

Selon le travail classique de SCHLOESING, la loi qui exprime ce phénomène peut se représenter sous la forme $x\beta = Ky$:

x désignant la tension du gaz carbonique, en atmosphère, au-dessus du mélange liquide-solide, y désigne le poids en grammes de CO_3Ca dissous à l'état de bicarbonate dans un litre d'eau.

La température croissant, l'exposant x/p reste constant mais K augmente.

Pour la température de 16° C., l'équation parabolique devient : $x^{0,3787} = 0,9222y$.

Tension « x » du CO ₂ gazeux en atmosphères	Poids « y » grammes de CO ₂ Ca du bicarbonate dans 1 litre d'eau	pH de la solution (Demolon)
0,0005 at.	0 gr, 0608 CO ₂ Ca	8,5
0,0010 »	0 gr, 0793 »	8,1
0,0050 »	0 gr, 1459 »	7,7
0,0100 »	0 gr, 1897 »	7,3
0,050 »	0 gr, 3489 »	7,0
0,100 »	0 gr, 4536 »	6,7
0,500 »	0 gr, 8345 »	6,4
1,000 (760 m/m)	1 gr, 0850 »	6,1

Les solutions de bicarbonate de chaux ne sont pas stables ; si on dépouille l'atmosphère de son acide carbonique au-dessus d'une solution aqueuse de ce sel, on voit se précipiter du CO₂Ca neutre peu soluble. Si on pousse le vide vers 3,10⁻¹⁴ atmosphères, la phase solide est constituée par un mélange de chaux et carbonate de chaux.

Les solutions saturées de bicarbonates de chaux ne sont stables que sous pression du gaz carbonique à 18° C. 35 atm. 3,800 gr CO₂Ca par litre, à 18° C. 56 atm. 3,930 gr CO₂Ca par litre.

Quant aux différentes formes des carbonates de magnésie, nous avons vu qu'elles sont beaucoup plus solubles dans l'eau pure que le CO₂Ca.

Il en est de même pour la solubilité du CO₂Mg dans l'eau chargée d'acide carbonique, sous diverses pressions :

1 Atmosphère (760 mm)	25.8 gr. par litre de CO ₂ Mg.	à 19°.5 C.
2.1 »	33.1 » »	» »
3.2 »	37.3 » »	» »

La température exerce une grande influence ; sous pression ordinaire, l'eau carbonique dissout :

28, 45 gr lit. à 13° C. et 2,4 gr à 90° C. de CO₂Mg.

Le bassin de la Tafna est riche en dolomies constituées par une association « carbonate de chaux et carbonate de magnésie ». Sous l'action de l'eau carbonique, l'excès de CO₂Ca s'élimine en premier lieu, puis le résidu (CO₂Ca, CO₂Mg) fournit des solutions

avec rapport $\frac{Ca}{Mg} = 1,00$.

On peut résumer la question des solubilités comme il est indiqué dans le tableau ci-dessous.

Mais dans l'étude des eaux naturelles, on doit tenir compte de l'ensemble des corps en présence, en remarquant que les quantités de roches solides de contact ainsi que celles de matières solides véhiculées sous forme de boue, sont souvent en grand excès sur la faible dose de matières diverses qui s'y trouve à l'état dissous.

Une eau naturelle s'écoulant à l'air libre et à travers des terrains calcaires peut être considérée comme un système chimique de corps en contact, c'est-à-dire un ensemble de corps liquides, solides ou gazeux occupant dans leur état d'équilibre un volume V ; sous une pression commune P et une température commune T.

Ce système, à parties différentes homogènes ou phases pouvant être isolées par des moyens mécaniques, comprend essentiellement :

1° Une phase solide **en suspension** provenant de l'entraînement des terres, avec leurs constituants minéraux, morts ou vivants :

- a) particules minérales mortes, calcaires, dolomitiques, gypseuses et argilo-calcaires ;
- b) particules organiques mortes, complexes argilo-humiques alcalino-terreux, déchets de la désintégration humique des plantes en milieu alcalino-terreux ;
- c) particules organiques vivantes, formes végétales inférieures (algues, diatomées, bactéries) et formes animales (protozoaires).

2° Une phase liquide constituée par une solution aqueuse de sels alcalino-terreux plus ou moins solubles, stables et instables, constitués par des bicarbonates, des carbonates, des sulfates, chlorures, nitrates, fluosilicates alcalins ou alcalino-terreux, de l'acide carbonique, des acides de l'humus, des déchets organiques neutres solubles.

3° Une phase gazeuse ambiante constituée par de la vapeur d'eau et du gaz carbonique dilué dans l'air.

Les phénomènes de la vie dans l'eau en font un milieu évolutif d'une complexité considérable, une sorte d'être vivant.

L'importance de la phase solide, par rapport à la phase dissoute, dans le cas d'un fleuve comme le Nil, présente à ce point de vue un très grand intérêt par l'ampleur de la courbe des variations constatées (selon tableau joint).

Les analyses chimiques portant sur l'eau du Nil

SOLUBILITES COMPAREES EN EAUX PURES ET CARBONIQUES

Solubilité dans l'eau pure 760 mm. 15° C. en gr. litre		Solubilité dans l'eau carbonique 15° C. en gr. litre	
CO ₂ 1 gr. 97	CO ₂ Ca — 0 gr. 0131 CO ₂ Mg — 0 gr. 970	CaO:H ₂ — 1 gr. 800 MgO:H ₂ — 0 gr. 00875	CO ₂ Ca + CO ₂ 1 gr. 085 CO ₂ Mg + CO ₂ 25 gr. 800

VARIATIONS DE LA PHASE SOLIDE DES EAUX DU NIL.

Mois	J.	F.	M.	A.	M.	J.	J.	A.	S.	O.	N.	D.	
Débits m ³ s.	1800	1300	900	800	700	1000	3000	8300	9000	6000	3200	2200	m ³ s.
Boue sèche gr. m ³	180	180	180	180	150	150	300	2500	1700	600	250	180	gr.

clarifiée par filtration ou centrifugation, signalent les variations suivantes :

Résidu sec	115 à 324 gr m ³
Chlorures en Cl	1,4 à 42,5 »
Chaux en CaO	23,6 à 79,2 »
Alcalinité à héliantine CO ² :Ca	75 à 245 »
Mat. org. en O	0,8 à 2,8 »
Silice SiO ²	4,8 à 35 »
Degré hydrotimétrique	8" à 12" »
Sulfates en SO ²	2,5 à 157 »
Magnésie en MgO	6,8 à 20,9
Alcalinité après ébullition en CO ² :Ca	17,8 à 24,8
Titre pH	7,4 à 7,5

En période de grande crue, une litre d'eau du Nil peut renfermer 200 grammes de matières dissoutes à côté de 2.500 grammes de matières en suspension. D'après GHALI, dans ces dernières la quantité de matières organiques s'y trouve en rapport direct avec la finesse du matériel :

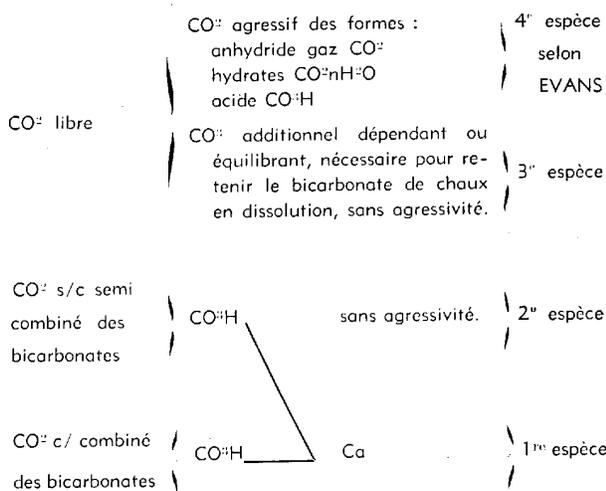
Diamètre	1 à 5 μ	mat. org. 15,3 %
	16 μ	mat. org. 2,8 %
	330 μ	mat. org. 0,4 %

(1) Agressivité et pouvoir incrustant des eaux

Les questions de l'agressivité et du pouvoir incrustant des eaux naturelles ont fait, en Allemagne depuis 1912, l'objet de nombreux travaux théoriques et poursuivis jusqu'à nos jours par TILLMANS et ses collaborateurs. Ces études ont abouti notamment vers 1931 aux procédés de neutralisation des eaux agressives par un traitement à la magnésie et au carbonate de chaux, puis par la dolomie semi-calcinée et granulée (CO²:Ca, MgO).

Après eux, des auteurs français, anglais, américains se sont aussi occupés de la question. Mais en général elle y est étudiée sous le même jour réduit. Ils considèrent les eaux naturelles comme des mélanges purs d'acide carbonique et de bicarbonate de calcium, en laissant dans l'oubli les cations Mg, K, Na, Fe, Mn, engagés dans des combinaisons solubles, pseudosolubles et en suspension, avec les anions SO⁴, Cl, F, SiO², PO⁴, AIO², R, acides organiques de l'humus. Ils ne font pas entrer en ligne de compte la température, les combinaisons salines de l'eau, la tension de l'acide carbonique atmosphérique, les variations du pH, quatre éléments essentiels de l'équilibre CO²:CO²:Ca dans les eaux.

Pour les eaux calcaires carboniques, TILLMANS et EVANS admettent que le CO² est lié conventionnellement de la manière suivante :



La quantité de CO² première espèce est toujours égale à la quantité de CO² deuxième espèce, et la détermination de l'alcalinité méthylorange fixe rapidement ces deux espèces de CO². Enfin l'acidité phénolphtaleine détermine aisément les CO² des 2^e-3^e-4^e espèces réunies, ainsi que 3^e et 4^e réunies.

Le virage de l'indicateur coloré phénolphtaleine (pH 9,2) est sensible à la présence d'acide carbonique libre et semi-combiné. Le virage de l'indicateur méthylorange (pH 4,4) n'est sensible qu'en présence des acides forts et ne se produit pas avec l'acide carbonique libre et semi-combiné.

D'après ces deux déterminations, TILLMANS fixe de la manière suivante la proportion de CO² agressif et de CO² équilibrant (3^e et 4^e espèces) et la traduit par une courbe (alcalinité en abscisse), qui n'est qu'approchée à l'origine, du fait que l'eau pure exempte de gaz, et l'eau chargée de bicarbonate de chaux pur, peuvent tout de même dissoudre du carbonate neutre de calcium (11,4 mgrl à 4^e C., 14 mgrl à 25^e C.).

Il n'est pas rigoureusement exact que tout le CO²:Ca dissous, soit à l'état de (CO²:H) :Ca. (Voir tableau P. 79 de la fonction de TILLMANS).

FONCTION DE TILLMANS

Alcalinité en mgr litre :										
de CO ² Ca	45,4	90,8	136,2	181,6	227,5	272,4	317,8	363,2	408,6	455
de CaO	25,5	50,8	76,5	102	127,5	153	178,5	204	229,5	255
CO ² semi-combiné (s.c.)										
mgr litre	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200
CO ² libre (eq) équilibrant										
mgr litre	0,5	1,75	4,8	11,3	25	47	76,4	112,5	154,5	199,5

Ce qui signifie par exemple qu'une eau à 227,5 mgrl d'alcalinité totale méthyloorange doit contenir 25 mgrl de CO² libre équilibrant (3^e espèce) pour être au point de saturation stable. Au-dessus de 25 mgrl, le CO² libre est agressif.

La courbe de TILLMANS admet que la solution de bicarbonate de chaux n'est pas stable, elle tend à perdre du gaz carbonique et à précipiter du calcaire



Pour le maintenir en solution, il est nécessaire d'y introduire une certaine quantité de CO² libre dit « équilibrant » qui fait rétrograder la réaction de précipitation.

Cette courbe de TILLMANS est représentative de la fonction mathématique suivante :

$$CO^2 \text{ équilibrant mgrl} = (CO^2 \text{ s.c.})^2 \times Alc, \text{ en CaO mgrl} \times 2,10^{-2} \text{ à } 17^{\circ} C. \\ \text{id.} \dots \dots \dots \times 3,810^{-2} \text{ à } 40^{\circ} C.$$

Elle est à peu près d'accord avec l'expérience des précipitations calcaires pour des solutions aqueuses de bicarbonate de chaux pures renfermant plus de 50 mgrl de CO² total par litre.

Dans le même ordre de recherches, en vue de déterminer l'agressivité des eaux, les instructions du Conseil Supérieur d'Hygiène de France en 1939 recommandent l'application des normes de WHIPPLE qui indiquent l'agressivité des eaux naturelles en fonction de la teneur en CO² libre (2^e, 3^e, 4^e espèces), et de l'alcalinité méthyloorange comptée en CO²Ca.

D'après ces règles de WHIPPLE, l'eau est agressive quand elle renferme en acide carbonique libre CO² :

plus de	2 mgrl	avec une alcalinité en CO ² Ca	<	100 mgrl
»	5 »	»	»	< 140 »
»	10 »	»	»	< 180 »
»	20 »	»	»	< 219 »
»	30 »	»	»	< 242 »
»	40 »	»	»	< 262 »

(2) Stabilité des eaux naturelles

Les travaux de TILLMANS ont été complétés et remaniés par divers auteurs allemands, français et américains.

Les uns visent à la reproduction graphique des phénomènes d'équilibre du système acide carbonique-bicarbonate de chaux, en y comprenant la notion de concentration en ions hydrogène et en conservant la fonction limite d'agressivité de TILLMANS. Ils négligent dans leur système tout ce qui concerne les différents sels alcalins, alcalinoterreux ou métalliques ainsi que les conditions d'absorption ou évaporation du gaz carbonique dans l'eau.

Ils admettent souvent l'exactitude de la loi d'action de masse, sans faire intervenir les corrections par coefficients d'activité correspondant à l'ensemble de tous les ions présents dans l'eau ordinaire naturelle.

Ils se basent simplement sur les trois équations d'équilibre théorique suivantes :

$$\text{Dissociation de } CO^3H^2 \frac{(H^+) (CO^3H^-)}{(CO^3H^2)} = K_1$$

$$\text{Dissociation de } CO^3H \frac{(H^+) (CO^3-)}{(CO^3H)} = K_2$$

$$\text{Produit de solubilité de } CO^3Ca (CO^3-) (Ca^{++}) = Kc$$

D'où il est facile de tirer la quantité de (CO³H⁻) libre équilibrant ou bien la concentration en ions (H⁺) d'équilibre.

$$(H^2CO^3) \text{ équilibrant} = \frac{Kc}{K_1 K_2} \cdot \frac{(H^+)^2}{(Ca^{++})}$$

$$(H^+) \text{ d'équilibre} = \frac{K_2}{Kc} \cdot (CO^3H^-) (Ca^{++})$$

Toute eau renfermant du CO² libre en quantité supérieure à celle du CO² équilibrant calculé, ou ayant un pH supérieur au pH d'équilibre verra le produit de solubilité dépassé et déposera du calcaire. Au contraire, toute eau renfermant du CO² libre en excès sur le CO² d'équilibre calculé, ou ayant un pH inférieur au pH d'équilibre calculé, aura un produit de solubilité inférieur au Kc et pourra encore dissoudre du calcaire.

Dans la majorité des cas on confond le CO² com-

biné exprimé en valences et les ions (CO³H⁻) exprimés en mols. Mais lorsque les eaux ont un pH élevé supérieur à 8,5, c'est-à-dire contenant à la fois des bicarbonates et du carbonate neutre, il faut alors supposer que tous les ions Ca⁺⁺ contenus dans l'eau

sont exclusivement liés sous la forme $\frac{CO^3H}{2} + CO^3$,

ce qui nécessite pour ce contrôle un dosage délicat des ions calcium totaux contenus dans l'eau.

Les valeurs de K₁, K₂ varient sensiblement avec les températures, on trouve par exemple pour constantes classiques :

$$K = \frac{(CO^3H^2)}{CO^2} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ à } 13^{\circ}5 \text{ C.}$$

$$= 7,00 \cdot 10^{-3} \text{ à } 4^{\circ}$$

$$K_1 = \frac{(CO^3H) \cdot (H)}{(CO^3H^2)} = 3,00 \cdot 10^{-7} \text{ à } 18^{\circ}$$

$$= 3,47 \cdot 10^{-7} \text{ à } 25^{\circ}$$

$$K_2 = \frac{(CO^3) \cdot (H)}{(CO^3H)} = 6,00 \cdot 10^{-11} \text{ à } 18^{\circ} \text{ C.}$$

$$= 6,02 \text{ à } 4,27 \cdot 10^{-11} \text{ à } 25^{\circ} \text{ C.}$$

Ces constantes sont dérivées de la loi d'action de masse sensiblement exacte pour des électrolytes faibles (carbonates), mais présentant des anomalies considérables, dépendant de la dilution, pour des électrolytes forts. Dans ce cas les concentrations classiques devraient être affectées d'un coefficient d'activité tenant compte de la véritable situation ionique globale, afin d'obtenir des constantes vraies.

Les produits constants des concentrations ioniques ou produits de solubilité des électrolytes stables, peu solubles, sont constants à la même température. Ils doivent être affectés aussi de coefficients d'activité.

Constantes classiques :

$$K_c = (CO^3--) (Ca^{++}) = 2,8 \cdot 10^{-9} \text{ (Legendre)}$$

$$\text{id.} = 4,8 \cdot 10^{-9} \text{ à } 25^{\circ} \text{ C. (Wenger)}$$

$$K_c = (CO^3-) (Mg^{++}) = 2,6 \cdot 10^{-5} \text{ à } 12^{\circ} \text{ C. (Legendre)}$$

Constantes réelles ou vraies :

$$(CO^3) (Ca) = k_c = 1,62 \cdot 10^{-8} \text{ à } 17^{\circ} \text{ (Tillmans)}$$

$$\text{id.} = 0,98 \cdot 10^{-8} \text{ à } 16^{\circ} \text{ (Johnson)}$$

$$\text{id.} = 2,10 \cdot 10^{-8} \text{ à } 17^{\circ} \text{ (Stumper)}$$

$$\text{id.} = 0,72 \cdot 10^{-8} \text{ à } 25^{\circ} \text{ (Osaka)}$$

Le CO³Ca précipite plus facilement que le CO³Mg au cours des réactions d'analyse chimique, car son K_c est plus petit que celui de CO³Mg.

Agressivité calculée.

On dispose de méthodes permettant de calculer les éléments de la stabilité d'une eau en fonction de mesures rapides de laboratoire, ayant trait au **bilan carbonique** des eaux (CO² total, CO² des carbonates, CO² des semi-carbonates, pH).

La basicité générale d'une eau idéale carbonatée calcaire peut résulter du jeu des trois anions hydroxydes OH⁻, carbonates CO³⁻⁻, bicarbonates CO³H⁻, éléments que l'on cherche d'obtenir par le double titrage de l'eau au moyen de SO⁴H⁺N/50.

1° avec indicateur phénolphtaleine (virage sensible à CO³⁻⁻), le résultat inscrit comme alcalinité P exprimée en CO³Ca.

2° avec indicateur méthylorange (non sensible à CO³⁻⁻), résultat inscrit comme alcalinité totale T exprimée en CO³Ca.

C'est la différence (T - P) = M qui représente l'alcalinité M au méthylorange.

De ce double titrage on tire le tableau suivant qui s'explique stoechiométriquement par la suite des mélanges :

CO³⁻⁻, CO³H⁻, CO³H², (CO³H - Ca-CO³H), CO³Ca, Ca(OH)²

Phénolphtaleine sensible à CO³⁻⁻ libre et s. c. Méthylorange non sensible à CO³⁻⁻

Basicités dues aux ions			
Titrage mgrl	Hydroxyde OH ⁻ en CO ³ Ca	Carbonate CO ³⁻⁻ en CO ³ Ca	Bicarbonate (CO ³ H ⁻) en CO ³ Ca
P = 0	O	O	T total
P < M	O	2 P	M - P
P = M	O	T	O
P > M	P - M	2 M	O
M = 0	T	O	O

Il est rare de rencontrer des eaux naturelles virant à l'indicateur phtaleine, mais le cas se présente pour des eaux chimiquement traitées au moyen de la chaux.

On voit que dans aucune circonstance ce double titrage ne signale la présence simultanée d'hydroxydes, de carbonate et bicarbonate.

Mais en déterminant aussi le pH de la solution considérée, il est facile de calculer la concentration (OH⁻) correspondante et de l'exprimer en CO³Ca.

Cette concentration hydroxyde résulte aussi, d'après A. P. BLACK, de l'hydrolyse de l'ion carbonate, selon l'équation :



qui indique que pour un ion hydroxyde formé, il y a pareillement un ion bicarbonate formé. On peut donc ainsi obtenir l'alcalinité actuelle présente sous les trois formes ; réponse qu'il était impossible d'obtenir par la simple méthode de titrage.

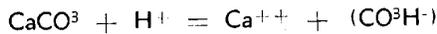
En résumé, la détermination des alcalinités par les deux titrages sulfuriques, n'est pas suffisante pour spécifier les diverses formes d'alcalinité ; quand on se propose d'étudier, ou d'aboutir après traitement à la stabilité d'une eau naturelle, il est nécessaire de faire intervenir la concentration ionique en hydrogène, c'est-à-dire le pH.

Les dernières méthodes standard américaines 1946 ont retenu seulement deux modes d'estimation :

Premier mode, basé sur le pH et le CO² total et les tables de SCHWARZ :

pH	Co ² total		
	activités fractionnelles dues à		
	CO ² libre	CO ³ H-	CO ³⁻
4,00	1,00	0,00	0,00
5,00	0,96	0,04	0,00
6,00	0,70	0,30	0,00
6,30	0,50	0,50	0,00
7,00	0,20	0,80	0,00
7,5	0,07	0,93	0,00
8,0	0,02	0,98	0,00
8,3	0,00	1,00	0,00
9,0	0,00	0,955	0,0475
10,0	0,00	0,65	0,35
10,3	0,00	0,50	0,50
11	0,00	0,18	0,82
12	0,00	0,02	0,98
12,3	0,00	0,00	1,00
	mgrl. en CO ²		

Vers 1936, W. F. LANGELIER avait avancé une méthode de calcul faisant intervenir les concentrations (CO³H⁻), (CO³⁻) et le pHs de saturation-stabilisation obtenu après saturation au marbre. Sa méthode repose sur son équation de base correspondant au point de balance carbonique



En présence du film carbonate de chaux, la réaction peut être considérée sous concentration constante et la loi d'action de masse donne à l'équilibre

$$\frac{(Ca^{++}) (CO_3^{H-})}{(H^+)} = K$$

En logarithmant les termes et exprimant chacun d'eux comme un logarithme négatif, on obtient :

$$pHs = pCa + pCO_3^H - pK$$

avec $pK = -\log K = \log \frac{1}{K}$

Si le pHa actuel de l'eau est compris entre 6,5 et 9,5, les tables de Moore montrent que le pCO³H est approximativement égal au pAlc.

Langelier démontre aussi que le terme pK est égal à (pK₂ - pK_s) différence entre deux constantes connues, soit pK₂ de seconde dissociation (H) (CO³)

$$\frac{CO_3^H}{CO_3^H} = K_2 \text{ et } pKs \text{ du produit de solubilité du carbonate de chaux}$$

$$(CO_3^H) (Ca) = Ks$$

L'équation devient :

$$pHs = pCa + pAlc + (pK_2 - pKs)$$

d'où il pourra déterminer son « index de saturation » bien connu, soit :

$$(pHa \text{ actuel} - pHs \text{ saturation})$$

Si l'index est négatif, l'eau n'est pas saturée en CO²Ca, elle est agressive.

Si l'index est nul, l'eau est en équilibre.

Si l'index est positif, l'eau dépose du CO²Ca.

Les deux termes pK₂, pKs sont respectivement les logarithmes négatifs de ces deux constantes. Leur différence varie en fonction de la température, de la force ionique μ et de la salinité totale représentée par le résidu sec de l'eau.

Le pCa est le logarithme négatif de la concentration molale, nombre d'ions grammes de calcium (Ca = 40) par litre d'eau.

Le pAlc est le logarithme négatif de la concentration équivalente, nombre d'équivalents-grammes de chaux (CaO = 20 + 8 = 28) par litre d'eau.

La force ionique correspond à une correction de la solubilité du CO²Ca en présence de différents ions contenus dans l'eau, qu'il est indispensable de doser complètement et exactement; LANGELIER a déterminé les différentes valeurs à 20° C. de (pK₂ - pKs) correspondant à une force ionique quelconque :

μ	0,000	2,40	0,017	2,480	0,007
(pK ₂ - pK)	0,010	0,013	0,003	0,005	
μ	1,99	0,001	2,200	2,25	2,30
(pK ₂ - pK)	2,35	2,12	2,45	0,020	

La force ionique d'une eau se calcule par la formule :

$$\mu = \frac{1}{2} (Ce^{alc} + C_1V_1^2 + C_2V_2^2 + \dots)$$

La concentration alcalinité Ce^{alc} est déterminée au méthylorange, exprimée en nombre d'équivalents-gramme de CaO par litre d'eau (gr.l : 28).

Les C₁, C₂... correspondent aux diverses concentrations en nombre d'ions grammes mono, divalents,... par litre d'eau.

Les V₁, V₂ ... correspondent aux valences des ions (1 . 2) ...

En utilisant l'équation de LANGELIER, on a pu dresser des graphiques et nomogrammes pour la détermination du pHs et aussi le CO² libre ou l'hydroxyde OH. Le «tableau de Moore basé sur ces équations exprime directement les concentrations en mgr par litre.

L'équation de LANGELIER a donné lieu à de nouveaux travaux ; en 1944 RYZNAR montre que l'index LANGELIER aboutit à des discordances de résultats et qu'on obtient de meilleurs résultats en calculant son « index de stabilité » qui présente la forme $I = 2pH_2 - pHa$, et il conclut qu'une eau ayant un I inférieur à 6,00 peut former un film de carbo-

nate de chaux et que pour un l supérieur à 7 l'eau peut être agressive.

Deuxième mode, basé sur l'alcalinité totale de titrage comptée en CO²Ca, le pH et les tables de Moore à 25° C.

pH	alcalinité totale		CO ³ H- CO ³ - OH-		
	en CO ² Ca mgrl	en CO ² libre mgrl	en CO ³ Ca mgrl	en CO ³ Ca mgrl	en CO ³ Ca mgrl
5,00	0	9,7	0,5	0,00	0,00
	2	48,5	2,5	0,00	0,00
	100	2.037,0	100,5	0,00	0,00
5,50	0	1,0	0,1	0,00	0,00
	10	61,8	10,0	0,00	0,00
6,00	10	19,5	10,0	0,00	0,00
	20	38,9	20,0	0,00	0,00
7,00	50	9,7	50,0	0,00	0,00
	200	38,7	199,5	0,50	0,00
7,5	50	3,1	49,3	0,10	0,00
	200	12,2	198,0	0,70	0,00
8,0	20	0,4	19,7	0,20	0,00
	100	1,9	98,9	1,10	0,00
	200	3,8	198,0	2,20	0,00
8,4	100	0,0	97,3	2,80	0,00
	200	0,0	194,5	5,50	0,00
9,0	50	0,0	44,5	5,00	0,50
	150	0,0	134,5	15,00	0,50
10,00	50	0,0	21,2	23,80	5,00
	150	0,0	68,2	76,80	5,00
11,00	50	0,0	0	0	50,00
	200	0,0	12,3	137,70	50,00

(Tableau calculé d'après les formules de Moore (1939))

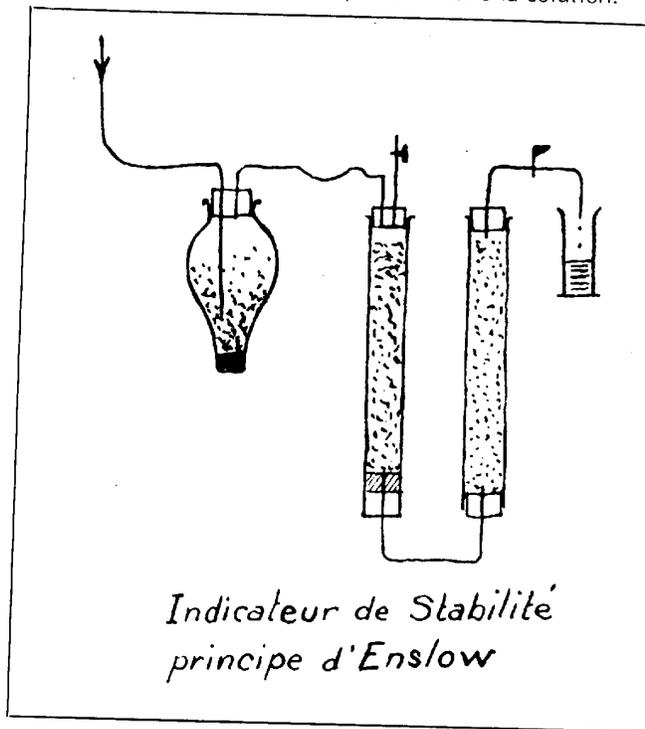
$$\text{mgrl. CO}^2 \text{ libre} = 9,70 \times 10^{-6} \cdot (\text{H}) \times \frac{\text{alc. tot.} + (\text{H}) - 10^{-11}}{50000 + 11,22 \times 10^{-11} \cdot (\text{H})}$$

$$\text{mgrl. CO}^2 \text{ H en CO}^3 \text{ Ca} = 50000 \times \frac{\text{alc. tot.} + (\text{H}) - 10^{-11}}{50000 + 11,22 \times 10^{-11} \cdot (\text{H})}$$

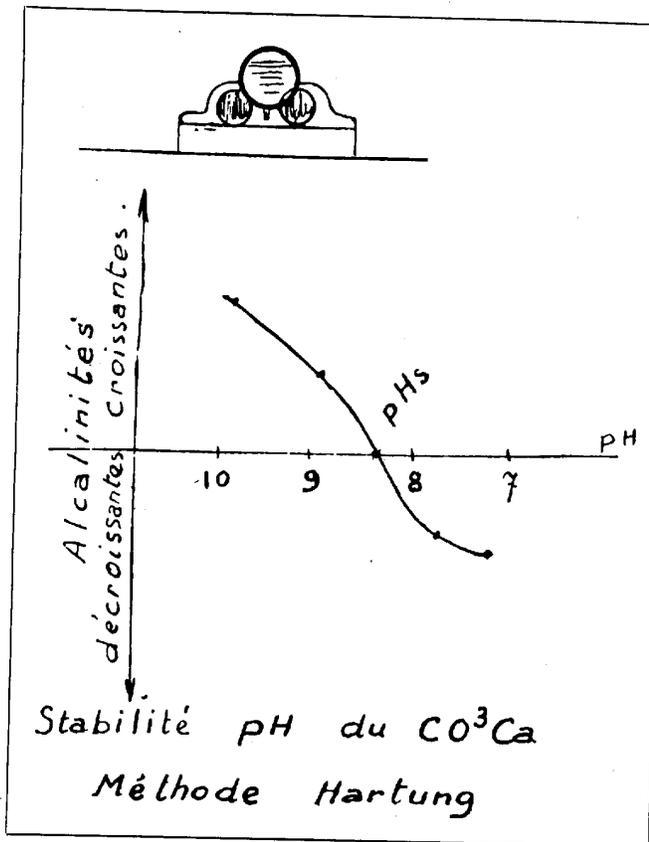
$$\text{mgrl. CO}^2 \text{ en CO}^3 \text{ Ca} = 5,61 \times 10^{-6} \cdot (\text{H}) \times \frac{\text{alc. tot.} + (\text{H}) - 10^{-11}}{50000 + 11,22 \times 10^{-11} \cdot (\text{H})}$$

On a encore proposé dans ce but de multiples graphiques dont l'emploi très limité est devenu évi-

dent. Chacun des nombreux ions contenus dans les eaux naturelles a son effet sur cette stabilité, de même que la solubilité d'un sel est considérablement affectée par chacun des ions présents dans la solution.



Dans un important travail, en 1941, l'Ingénieur COIN, du Service de Contrôle des eaux de la Ville de Paris, concernant la stabilité des eaux de la nappe



souterraine captée dans l'étage sparnacien de la région parisienne (Pantin, Epinay), signale que malgré des constatations théoriques rassurantes, déduites d'analyses complètes et du bilan carbonique, on a pu voir les fourreaux, tubages, clapets, axes des pompes corrodés profondément. Or, le CO_2 libre des eaux sparnaciennes étant toujours plus petit que leur CO_2 équilibrant, elles ne devraient pas être agressives.

	pH		Alcalinité		CO_2 mgr/l		Agressif	
	Norm.	Marb.	mgr. l. Norm.	CaO Marb.	Libre	Équil.	Calculé	Marb.
Pantin A ₁	7,1	7,3	204	209	55	100	*	+3,1
Epinay A ₂	7,4	7,4	176	178	35,2	59,4	0	-1,5

(3) Nouveau mode de détermination de l'agressivité des eaux

D'autres auteurs ont cherché à contrôler la stabilité des eaux d'une manière expérimentale plus simple et plus directe en mettant en contact prolongé, l'eau à examiner et du carbonate de chaux en excès.

En Amérique, le test marbre a pris forme de l'Indicateur continu d'ENSLow, constitué par deux tubes en verre de 50 mm. de diamètre et longueur 60 cm. Le premier est garni de CO_2Ca en poudre et le second de calcite en grains, bourrés entre deux tampons de laine de verre et deux bouchons à un trou. Les deux cylindres sont reliés en série par des tuyaux en verre de manière à conduire l'eau à travers le premier puis le second. La vitesse de passage est réglée au moyen de robinets pour une durée de contact de 2 à 4 heures ou plus. L'eau est examinée pour alcalinité totale (SO_4H^+ , 0,02) méthylorange M et phénolphtaleine P et pour le pH, avant et après contact. S'il y a diminution dans l'alcalinité, l'eau était incrustante, au contraire s'il y a augmentation, l'eau brute était agressive. S'il n'y a pas de changement l'eau brute était stable.

On utilise aussi la méthode plus complète de HARTUNG (1948), qui consiste à déterminer pour une eau donnée, le pHs expérimental de stabilité d'une eau, c'est-à-dire à prendre plusieurs portions de l'eau, auxquelles on ajoute des quantités connues et progressives de CO_2 par le moyen d'une solution saturée de CO_2 dans la même eau, introduite avec une pipette graduée.

On mesure les pH de tous les échantillons, puis on y introduit du CO_2Ca en poudre (10 gr. pour 100 cc.). Sur deux rouleaux horizontaux actionnés mécaniquement, on roule lentement les flacons pendant huit heures. On centrifuge le mélange et on dose l'alcalinité totale dans le liquide limpide. En traçant (ordonnées) le changement des alcalinités en regard des pH des échantillons d'eau, avant l'addition de CO_2Ca (abscisses), on peut déterminer le pHs auquel il n'y a pas de changement dans l'alcalinité.

Quand l'eau est à ce point de stabilité (pHs et aic.) elle a atteint un point désirable appelé « balance carbonique » ; elle est dans les conditions du film de protection ne pouvant ni déposer, ni dissoudre du carbonate de chaux.

Pour maintenir la température constante des échantillons durant l'essai Hartung, il faut utiliser des flacons isolés thermiquement ou des bouteilles thermos.

La saturation définitive au CO_2Ca est longue à obtenir en raison de la diminution progressive de la vitesse de réaction.

Il est évident que ces méthodes ne donnent qu'une approximation qui demande à être discutée dans chaque cas, mais le test calcaire, comme il est décrit, représente une méthode de laboratoire plus certaine, dans toutes les questions d'agressivité et d'incrustation ; la méthode Enslow pour contrôle continu, la méthode Hartung pour détermination plus précises.

Caractère éventuellement incrustant des eaux de Beni Bahdel. Procédé de correction

La réserve basique de l'eau du barrage est constituée en partie par du bicarbonate de chaux instable, qui se décompose sous l'influence des variations de pression et de température qui motivent les phénomènes suivants :

- 1° une évaporation de CO_2 dans l'atmosphère ou une invasion de CO_2 dans l'eau ;
- 2° une précipitation du CO_2Ca neutre peu soluble ;
- 3° une solubilisation à saturation physique du CO_2Ca neutre en suspension dans l'eau.

Dans le barrage même l'eau atteint son équilibre par la diffusion qui se produit à la surface libre. L'équilibre peut être atteint plus rapidement par une agitation énergique qui a pour effet d'augmenter la surface du liquide. Le projet de Beni Bahdel prévoit dès la sortie du barrage, une chute sur turbines et une calerie-canal de 12 km. qui réaliseront parfaitement l'agitation cherchée. C'est cette eau ainsi préparée qui arrive à la station du Bou Hallou comportant un vaste bassin de compensation, suivi d'une filtration graduée sur gros sable et sable fin, dans une série de bassins filtrants. Les larges étalements successifs dans les filtres, l'extrême division de la masse d'eau en minces filets qui circulent dans les espaces lacunaires du sable, favorisent au maximum à la fois la clarification complète de l'eau fournissant une phase liquide limpide et parfaitement équilibrée.

En résumé nous savons par l'analyse et par l'expérience acquise, que l'eau du barrage n'a pas les caractères d'une eau agressive. Le traitement auquel elle sera soumise ne modifiera en aucune façon cette disposition, car la réserve basique de l'eau reste intacte puisqu'elle n'est soumise à aucun traitement chimique acide.

Il y a cependant grand intérêt à pouvoir déceler à la sortie des filtres, avant adduction dans la conduite et aussi sur la conduite elle-même les effets des modi-

fications éventuelles de l'état d'équilibre de l'eau, soit dans le sens d'une agressivité, soit dans le sens de l'incrustation.

L'analyse chimique complète d'une eau ne peut se faire qu'au laboratoire, sur un échantillon prélevé à un instant donné, en prenant toutes précautions pour que les conditions de son équilibre ne puisse pas varier. C'est un travail de longue haleine qui ne peut donner que des renseignements discontinus et parfois contradictoires si l'analyse ne porte que sur quelques ions au lieu de l'ensemble.

Le système prévu est dit « carbonation », il consiste à introduire dans l'eau du gaz carbonique obtenu sur les lieux mêmes de la station à l'aide d'un four à combustion, à coke ou à fuel oil fonctionnant en marche complètement oxydante. Il est suivi de scrubber laveurs et le mélange air-gaz carbonique est refoulé par un compresseur dans l'eau préfiltrée.

Comme il a été dit, la solubilité du gaz carbonique dans l'eau est relativement considérable à la pression atmosphérique et aux températures ordinaires (2100 mgr par litre environ). En 1899, BOHR a



Ce laboratoire de la station de filtration comporte un équipement de contrôle direct par la méthode Enslow et par la méthode Hartung déjà décrites.

En même temps, il est prévu l'installation d'une série de témoins indicateurs visuels d'incrustation ou d'agressivité sur des plaques noires polies. Toute variation notable de l'aspect de ces détecteurs d'incrustation, indiquera la nécessité d'un traitement acidifiant, qui sera mis en œuvre dès l'apparition d'un léger dépôt sur les témoins et sera interrompu dès sa disparition. Ce traitement aura l'avantage de protéger la conduite et ses appareils de réglage contre les dépôts incrustants.

déterminé ce qu'il appelle les coefficients d'évasion et d'invasion des gaz dans l'eau, c'est la quantité de gaz qui se dissout dans un liquide ou s'en échappe en une minute par une surface de 1 cm² quand 1 cm³ de liquide contient 1 cm³ de gaz. Pour CO₂ et l'eau pure, il indique :

- C invasion à 8° C. : 1,280
- C évasion à 8° C. : 0,108

Dans le cas d'une eau-carbonique immobile ayant une concentration ou tension partielle de 4,10⁻⁴ de CO₂ dissous, en contact avec l'air atmosphérique à tension partielle de 3,10⁻⁴, l'évasion selon LEGEN-

DRE serait par cm² de surface et par an, égale à :
 0,108 / 1,24 (4,10⁻⁴ — 3,10⁻⁴) 525.600' =
 7,25 cc. cmq.

Dans le cas d'une eau à tension 2,10⁻⁴ avec une atmosphère à 3,10⁻⁴, l'invasion annuelle serait de :
 1,28 (3,10⁻⁴ — 2,10⁻⁴) 525.600' = 67,2 cc. cmq.

Il apparaît déjà qu'il est plus facile de facile de dissoudre du CO² dans l'eau, que l'en extraire.

Dans les annales du Ministère de l'Agriculture en 1937, M. l'Ingénieur PIOGGER, utilisant les facteur de BOHR a réussi à formuler l'évasion en

Co = Concentration initiale de l'eau au début du temps d'évasion ou d'invasion.

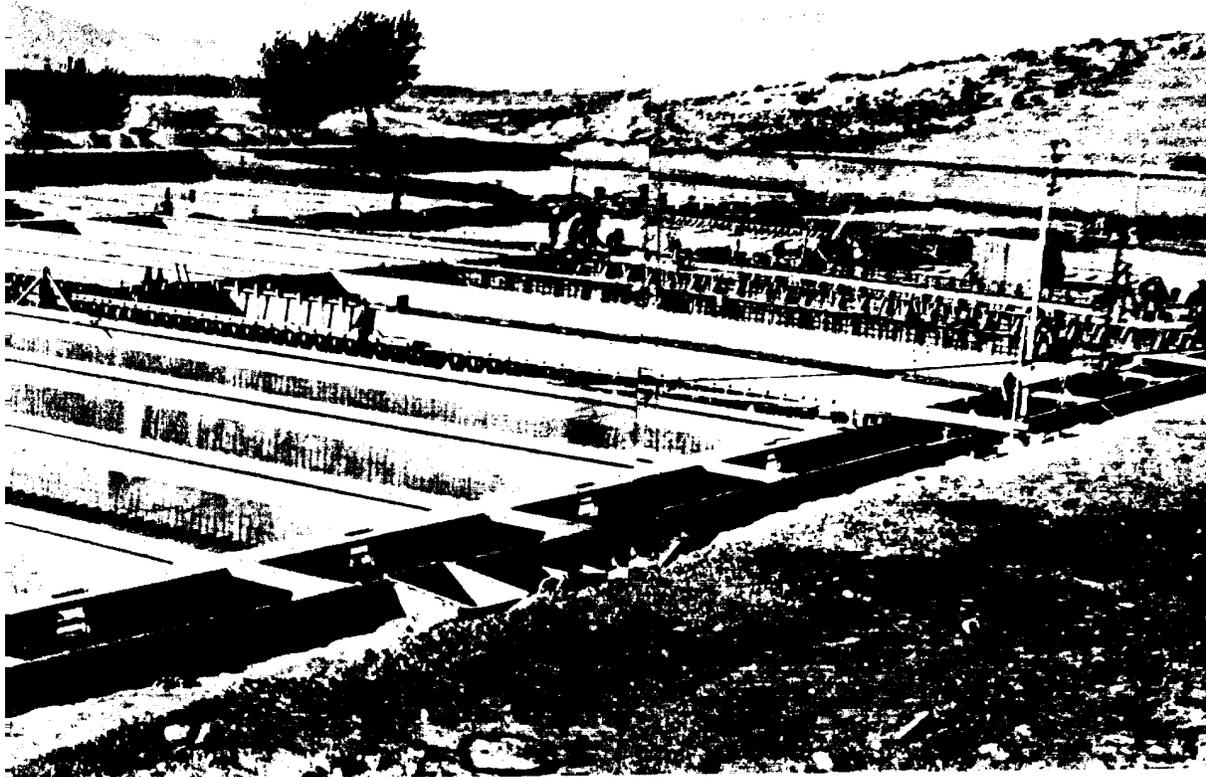
Cf = Concentration finale de C.

E = Epaisseur moyenne de la nappe liquide en cm.

t = Temps d'évasion ou d'invasion en minutes.

Il y joint un graphique pour une Cf = 0,000482 cm³-cm³, soit 0,95 mgr litre de CO² et pour des épaisseurs allant de 0,1 mm. à 1 mètre.

L'application de la formule pour une épaisseur de 1 mm. conduit aux résultats suivants :



Station filtrante de Bou-Ha'lot, vue générale du chantier en janvier 1950.

atmosphère neutre et l'invasion en atmosphère carbonique, d'une masse acqueuse en expérience, au moyen de deux formules valables pour 8° C. :

$$\log (C - C_f) = \log (C_o - C_f) - 0,047 \frac{t}{E} \text{ (évasion)}$$

$$\log (C_f - C) = \log (C_f - C_o) - 0,555 \frac{t}{E} \text{ (invasion)}$$

cù :

C = Concentration CO² dissous cm³-cm³ à un instant donné.

Evasion		Invasion	
Co = 0,000482 cm ³ cm ³		Co = 0,000000 cm ³ cm ³	
Cf = 0,000000 »		Cf = 0,000482 »	
Valeurs de C après :		Valeurs de C après :	
6'' 0,000432 cm ³ cm ³		6'' 0,000347 cm ³ cm ³	
30'' 0,000280 »		30'' 0,000481 »	
60'' 0,000163 »		60'' 0,00048199 »	

Ils signalent la rapidité de dissolution du gaz carbonique dans l'eau

Depuis de nombreuses années, l'Ingénieur Henri CHABAL a installé aux usines SOLVAY de Dombasle une station de carbonation, pour l'eau peu minéralisée de la Meurthe, qui est traitée d'abord par un lait de chaux puis par un barbotage d'acide carbonique, de manière à calcairiser cette eau qui prend tous les caractères agréables d'une eau bicarbonatée carbonique, notamment en ce qui concerne la couleur.

Cette carbonation est plus avantageuse que le traitement par l'un quelconque des acides forts, énergiques de fabrication industrielle courante (HCl , SO_4H^2), elle supprime tout danger de dosage

excessif car l'eau ne retient que la quantité de CO_2 gazeux qui lui est nécessaire, le surplus s'évadant naturellement dans l'atmosphère.

L'emploi des acides forts ou des sels d'acides forts de fabrication industrielle introduirait dans l'eau les impuretés toxiques, arsenic, plomb, contenus dans ces produits; de plus, ils auraient le grave inconvénient de détruire la réserve basique alcalino-terreuse naturelle de l'eau, pour la transformer en sulfates et chlorures de magnésium et calcium, ce qui pose un problème difficile en vue de l'utilisation de ces eaux.

BIBLIOGRAPHIE

- G. DROUHIN. — Equipement hydraulique de l'Algérie. « Terres et Eaux », Alger, mars 1948.
- L. BROCHET. — Alimentation en eau potable de la ville d'Oran. « Terres et Eaux », Alger, mai 1948.
- R. MARTIN. — Congrès de Liège 1939. Les Grands Barrages et les Irrigations en Algérie. Edition Chantier, Alger.
- KARST. — Régime des eaux et hydrologie des oueds nord-africains. Service Colonisation et Hydraulique, 1940.
- GOSELIN et SCHOELLER. — Notice générale sur la carte hydrogéologique de la Tunisie. Ed. Delmas, Bordeaux, 1939.
- CHALI. — Matières en suspension dans les fleuves. Thèse, Paris, juillet 1935.
- VIGNON-MEUNIER. — Epuration des Eaux Industrielles. « Comptes Rendus Ac. Sc. », mars 1899.
- DECLERCQ et VERBIESE. — Epuration des Eaux Industrielles « Bulletin Soc. Ind. Nord », n° 108, 1909.
- TILLMANS et HEUBLEIN. — Kohlensäure im Wassor. « Gesundheits Ingr. », tome 35, 1912.
- EVANS. — Traitement des eaux et corrosion. Congrès corrosion, Paris, 1938.
- SCHOELLER. — Corrosion interne des tuyaux. « Ann. des Ponts et Chaussée », Paris, 1938.
- VERAIN et FRANQUIN. — Agressivité des eaux douces. « Bull. Station de Recherches Hydrologiques », Nancy, 1938.
- LANGELIER. — Analytic Control of anticorrosion. « Journal American Water Works », 1936-1946.
- FYZNAR. — New index. « J. A. W. W. », 1944.
- MOORE. — Determination three forms of alkalinity. « J.A.W.W. », 1939.
- ENSLOW. — Analytic controle. « Water Works Sewerage », 1939.
- HARTUNG. — Analytic controle. « Water and Sewage », 1948.
- DEMOLON. — Dynamique des sols. Dunod, Paris, 1948.
- LEGENDRE. — Concentration ion hydrogène. P. U., Paris, 1925.
- SCHLOESING. — Chimie agricole. Ency. Frémy.
- WENGER. — Chimie analytique. Georg. Genève, 1946.

ÉDITÉ PAR
LA
DIFFUSION
DU LIVRE

1, RUE LACÉPÈDE
ALGER - TÉL. 403-53

SUR LES PRESSES
DES IMPRIMERIES
"LA TYPO-LITHO"
ET JULES CARBONEL
—— RÉUNIES ——

-25-